Cameralchemie

von

Dr. Franz Doebereiner.

Erste Abtheilung.

Digitized by Google

Cameralchemie

für

Land- und Forſtwirthe, Techniker, Sanitäts-, Cameral- und Juſtizbeamte.

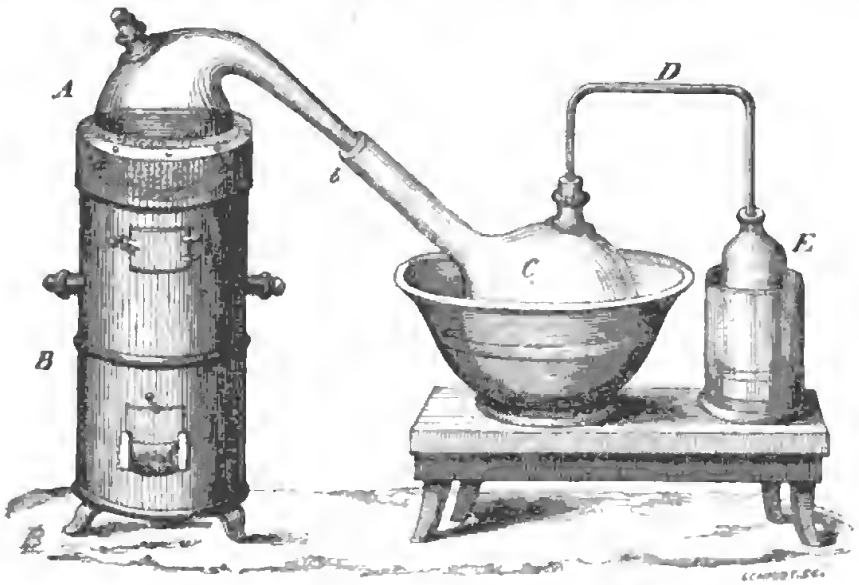
In

drei Abtheilungen bearbeitet

von

Dr. Franz Doebereiner,

Ehrenmitglied des Apothekervereins im nördl. Deutſchland und des Vereins ſtudirender Pharmaceuten in München, auswärtigem Mitglied der pfälz. Geſellſchaft für Pharmacie und Technik und deren Grundwiſſenſchaften, früher Lehrer der Chemie und Pharmacie an der Univerſität zu Halle.



Mit zahlreichen Holzſchnitten in der dritten Abtheilung.

Deſſau,

Druck und Verlag von Moritz Katz (Gebrüder Katz).

1851.

BIBLIOTHECA
REGIA
MONACENSIS

Inhaltsverzeichniß

der ersten Abtheilung.

	Seite
Einleitung	1
Begriff der Cameralchemie	—
Begriff der allgemeinen Chemie	—
Eintheilung der Chemie	—
Gegenstände der Cameralchemie	2
Erster Abschnitt.	
Von der Materie und deren verschiedenen Eigenschaften	3
Begriff und Unterschied der Materie	—
A. **Von der irdischen Materie**	—
Anziehende und abstoßende Kräfte	—
Grundstoffe oder Elemente	4
a. Von der Schwere	—
Absolutes Gewicht	—
Gewichtsarten	—
Vergleichung der deutschen Gewichte	5
Specifisches Gewicht	—
b. Von der Cohäsion	—
Aggregatzustand der Materie	6
Selbstständige Form derselben	—
Structur der festen Materie	7
Cohäsionsverhältnisse derselben	8
c. Von der Adhäsion und Capillarität	—
Flächenanziehung	—
Haarröhrchenwirkung	9
Filtriren	10
d. Von der Affinität	—
Chemische Durchdringung	—
Verwandtschaftskraft	11
Sättigungscapacität	—
Massentheile der chemischen Durchdringung	12
Verhältnißzahlen der Elemente	—
Raumtheile der chem. Durchdringung	14
Einfache Wahlverwandtschaft	—
Doppelte Wahlverwandtschaft	15
Prädisponirende Verwandtschaft	—
Wechselseitige Verwandtschaft	—
Contacterscheinungen	16
B. **Von der ätherischen Materie**	17
Chemische Potenzen	—
a. Von der Wärme	17
Begriff der Wärme	—
Erregung derselben	—
Wärmeleitung der Körper	18
Wärmecapacität derselben	19
Specifische Wärme	20
Ausdehnung der Körper durch die Wärme	—
Wärmemesser (Thermometer)	21
Schmelzen	—
Verdampfen	22
Latente Wärme	23
Sieden und Siedepunkt	24
Destillation und Sublimation	26
Kälte	27
Kälte erregende Mischungen	—
Verdichtung der Körper durch die Kälte	28
b. Von dem Licht	—
Begriff vom Licht	—
Erregung des Lichtes	—
Phosphore	29
Verbreitung des Lichtes	30
Zurückwerfung, Beugung, Brechung, Zerlegung und Polarisation des Lichtes	—
Durchsichtigkeit der Körper	—
Farbe derselben	31
Glanz derselben	—
Strahlenbrechung derselben	—
Einfache u. doppelte Strahlenbrechung	32
Chemische Wirkungen des Lichtes	—
Färbende, erwärmende und chemische Strahlen des Lichtes	33
c. Von der Electricität	—
Begriff von Electricität	—
Bedingung derselben	—
Positive und negative Electricität	—
Ruhende und strömende Electricität	—
Leitung der Electricität	—
Electricitätserregung durch Reiben	34
Electromotore	35
Electrophore	—
Electrisirmaschinen	36
Conductore	—
Leidener Flaschen	—

Seite
Electrische Batterie 37
Electrischer Schlag . . . . . —
Electricitätserregung durch Temperaturveränderung . . . . . —
Krystallelectricität . . . . . —
Thermoelectricität 38
Electricitätserregung durch Berührung 39
Galvanische oder chemische Electricität —
Voltaische Säule . . . . . —
Electricitätserregung im Lebensproceß 40
Electricitätserregung durch Magnetismus 41
Eigenthümliche Verhältnisse der beiden Arten von Electricität . . . . . —
Chemische Wirkungen der Electricität 42
Electrochemische Theorie 44
Electrochemische Reihe der Elemente . 45
Electrischer Schutz gewisser Metalle, wie z. B. des Kupfers an Seeschiffen . . . . . —
Galvanoplastik 46
Intensität der electrischen Säule und Electrisirmaschinen . . . . . —
d. Von dem Magnetismus . . . . . —
Entstehung des Magnetismus durch Electricität . . . . . —
Begriff vom Magnetismus 47
Magnet und Magnetnadel . . . . . —
Magnetische Pole und Aequator des Magnetes . . . . . —
Verhalten des Magnetismus gegen Eisen . . . . . —
Magnetische Kette . . . . . —
Armirte Magnete 48
Magnetischer Meridian 49
Abweichung und Neigung der Magnetnadel . . . . . —
Electro-Magnetismus . . . . . —
Magneto-Electricität . . . . . —

Zweiter Abschnitt.

Von den einfachen Stoffen und ihren Verbindungen 50
Nichtmetalle und Metalle 51
Eigenschaften der Verbindungen . . . —
Saure Verbindungen . . . . . —
Basische Verbindungen . . . . . —
Neutrale Verbindungen . . . . . —
Salze 52
Indifferente Körper . . . . . —
Verbindungen erster, zweiter und dritter Ordnung . . . . . —
Unorganische und organische Chemie —
Chemie der einfachen und der zusammengesetzten Radicale 53

Chemie der einfachen Radicale.

Unorganische Chemie . . . . . —
Mineralchemie . . . . . —
Chemische Präparate . . . . . —
Analytische und synthetische Chemie . 54

A. Von den Nichtmetallen . —

Nichtmetalle oder Ametalle 55
Metalloide . . . . . —

1. Sauerstoff.

Vorkommen und Eigenschaften 56
Oxydation 57
Saure und basische Oxyde . . . . . —
Sauerstoffsalze . . . . . —
Sättigungsverhältniß . . . . . —
Indifferente Oxyde 58
Doppeloxyde und Doppelsäuren . . . —
Rasche Verbrennung 59
Langsame Verbrennung . . . . . —
Verwesung an der Luft und im Wasser und Wichtigkeit beider für den Landwirth, für das Bleichen, für das Leben der Wasserthiere und für die Zerstörung organischer Körper im Wasser 60
Vermoderung 61
Bedingnisse der Verbrennung und Verwesung 62
Athmen der Thiere, durch den Sauerstoff der Luft bedingt 63
Nothwendigkeit der Nahrungsmittel für den Respirationsproceß 64
Thierische Wärme, Vegetation, Einleitung derselben durch den Sauerstoff bedingt 66
Späterer Einfluß des Sauerstoffes auf die Vegetation 67
Ersatz des Sauerstoffes in der atmosphärischen Luft . . . . . —
Anwendung des Sauerstoffgases . . . 68

2. Wasserstoff.

Vorkommen und Eigenschaften . . . . —
Knallgas 69
Wasserstoffsäuren . . . . . —
Anwendung des Wasserstoffgases . . . —
Wasser 70
Bildung und Vorkommen . . . . . —
Eigenschaften 71
Eis; dessen geringeres specifisches Gewicht (weßhalb es auf dem Wasser

Seite
schwimmt) und sein Einfluß auf Gesteine 71
Wasser-Dampf und Gas 72
Wolken, Nebel, Regen, Thau und Schnee . . . . . —
Mischbarkeit des Wassers mit andern Flüssigkeiten . . . . . —
Lösende Kraft des Wassers 73
Krystallisation aus Wasser . . . . . —
Decrepitationswasser 74
Hydratwasser . . . . . —
Krystallwasser 75
Wasser als Bedingung zur Ausführung verschiedener chemischer und anderer Arbeiten . . . . . —
Wirkung des Wassers bei der Vegetation und dem thierischen Leben . —

3. Stickstoff.

Vorkommen und Eigenschaften 76
Zweck seines Vorkommens im freien Zustande 77
Salpetersäure . . . . . —
Bildung und Eigenschaften 78
Salpetersaure Salze . . . . . —
Wirkung auf die Vegetation . . . . . —
Stickstoffoxydgas, salpetrige Säure, rothe rauchende Salpetersaure u. Stickstoffoxydulgas 79
Ammoniak 80
Bildung und Eigenschaften . . . . . —
Anwendung und Wirkung auf die Vegetation 81
Atmosphärische Luft 82
Zusammensetzung . . . . . —
Wirkung auf die Erdkörper . . . . . —
Diffusion der Gasarten 83

4. Kohlenstoff.

Vorkommen als Diamant, Graphit und Anthracit . . . . . —
mit Wasserstoff 84
mit Sauerstoff . . . . . —
Pflanzenkohle, Thierkohle, Ruß 85
Eigenschaften und Anwendung . . . . —
Wirkung der Kohle auf d. Ackerboden 86
Kohlensäure . . . . . —
Bildung, Vorkommen u. Eigenschaften 87
Kohlensaures Wasser 88
Kohlensaure Salze . . . . . —
Benutzung der Kohlensäure . . . . . —
Einwirkung auf die Vegetation . . . 89
Quelle des Kohlenstoffes in d. Pflanzen 90
Kohlenoxydgas 91
Seite
Kohlenwasserstoff 91
Schlagendes Wetter 92
Leuchtgas . . . . . —
Bergtalg 93
Steinöl . . . . . —
Flamme und Entstehung derselben . —
Zusammensetzung derselben 94
Chemische Wirkung derselben 95
Ursache des Leuchtens . . . . . —
Stickstoffkohle 96
Cyan . . . . . —

5. Chlor.

Vorkommen und Eigenschaften 97
Verbindungen desselben . . . . . —
Anwendung 98
Chlorsäure . . . . . —
Chlorwasserstoffsäure 99
Bildung und Eigenschaften . . . . . —
Lösung in Wasser (Salzsäure) 100
Anwendung . . . . . —
Wirkung auf die Vegetation . . . . . —
Königswasser 101
Chlorstickstoff (Höllenöl) . . . . . —
Chlorkohlenstoff . . . . . —
Phosgengas 102

6. Brom.

Vorkommen und Eigenschaften . . . . —
Anwendung . . . . . —

7. Jod.

Vorkommen und Eigenschaften 103
Anwendung und Erkennung . . . . . —

8. Fluor.

Vorkommen . . . . . —
Fluorwasserstoffsäure 104
Eigenschaften und Anwendung . . . . —

9. Schwefel.

Vorkommen . . . . . —
Eigenschaften und Benutzung 105
Verbindungen . . . . . —
Schweflige Säure 106
Vorkommen, Bildung u. Eigenschaften —
Schwefligsaure Salze 107
Anwendung der schwefligen Säure . —
Antichlor . . . . . —
Unterschwefelige Säure . . . . —
Schwefelsäure 108
Bildung, Vorkommen u. Eigenschaften —
Schwefelsaure Salze 109
Anwendung der Schwefelsäure . . . . —
Wirkung auf die Vegetation 110
Gegengift . . . . . —

Seite

Schwefelwasserstoffsäure 110
Bildung und Eigenschaften 111
Anwendung . . . . . —
Habnemann'sche Weinprobe . . . . . —
Schwefelstickstoff . . . . . —
Schwefelkohlenstoff 112
Kohlenschwefelwasserstoffsäure —
Anwendung des Schwefelkohlenstoffs —
Schwefelcyan . . . . . —
Chlorschwefel . . . . . —

10. Selen.

Vorkommen und Verbindungen . . . 113

11. Tellur.

Vorkommen und Verbindungen . . . —

12. Bor.

Vorkommen und Eigenschaften 114
Borsäure . . . . . —
Vorkommen und Eigenschaften . . . . —
Borsaure Salze 115
Anwendung der Borsäure . . . . . —
Andere Borverbindungen . . . . . —

13. Kiesel.

Vorkommen und Eigenschaften . . . . —
Kieselsäure 116
Vorkommen und Eigenschaften . . . . —
Kieselsaure Salze 117
Anwendung der Kieselsäure . . . . . —
Wichtigkeit für den Ackerbau . . . . —
Kieselfluorid 118

14. Phosphor.

Vorkommen und Eigenschaften 119
Verbindungen . . . . . —
Benutzung 120
Phosphoroxyd, unterphosphorige Säure und phosphorige Säure . . . . . —
Phosphorsäure . . . . . —
Vorkommen und Eigenschaften 121
Modification der Phosphorsäure . . —
Phosphorsaure Salze . . . . . —
Anwendung der Phosphorsäure . . . 122
Wichtigkeit für die Pflanzen- und Thierwelt . . . . . —
Nothwendiger Bestandtheil der phosphorsauren Salze im Boden . . . 123
Phosphorwasserstoffgas . . . . —

15. Arsen.

Vorkommen 123
Eigenschaften, Verbindungen und Benutzung des Arsens 124

Seite

Arsenoxyd 124
Arsenige Säure . . . . . —
Bildung und Eigenschaften . . . . . —
Arsenigsaure Salze 125
Benutzung der arsenigen Säure . . . —
Arsensäure 126
Bildung und Eigenschaften . . . . . —
Arsensaure Salze . . . . . —
Arsenwasserstoff 127
Bildung, Eigenschaften und Wichtigkeit in der gerichtlichen Chemie . . —
Doppelt-Schwefelarsen . . . . —
Dreifach-Schwefelarsen 128
Fünffach-Schwefelarsen . . . . —

16. Antimon.

Vorkommen . . . . . —
Eigenschaften, Verbindungen und Anwendung 129
Antimonsuboxyd . . . . . —
Antimonoxyd . . . . . —
Vorkommen, Bildung u. Eigenschaften —
Antimonoxydsalze 130
Antimonsäure . . . . . —
Bildung und Eigenschaften . . . . . —
Antimonsaure Salze . . . . . —
Antimonsaures Antimonoxyd —
Antimonwasserstoffgas 131
Antimonchlorid . . . . . —
Antimonchlorür . . . . . —
Bildung und Eigenschaften . . . . . —
Benutzung 132
Antimonsulphür . . . . . —
Vorkommen, Bildung u. Eigenschaften —
Anwendung . . . . . —
Kermes 133
Spießglanzglas . . . . . —
Metallsafran, Spießglanzleber, Schlippe'sches Goldschwefelsalz, Antimonsulphid —

B. Von den Metallen.

Begriff von Metall 134
Sauerstoffverbindungen . . . 135
Stickstoffverbindungen 136
Kohlenstoffverbindungen . . . 137
Chlor-, Brom-, Jod- u. Fluorverbindungen . . . . . —
Schwefelverbindungen . . . . . —
Selen-, Tellur-, Bor- u. Kieselverbindungen 138
Phosphor-, Arsen- und Antimonverbindungen 139
Legirungen der Metalle . . . . —
A. Leichte Metalle 140

Seite
B. Schwere Metalle 142
Unedle Metalle . . . . . —
Edle Metalle . . . . . —
Electronegative Metalle . . . —

1. Chrom.

Vorkommen und Eigenschaften 143
Chromoxyd . . . . . —
Vorkommen und Eigenschaften . . . 144
Chromoxydsalze . . . . . —
Kieselsaures Chromoxyd . . . —
Anwendung des Chromoxydes . . . . —
Chromsäure . . . . . —
Eigenschaften 145
Chromsaure Salze . . . . . —
Vanadium . . . . . —
Molybdän . . . . . —
Wolfram 146
Tantal . . . . . —
Niobium . . . . . —
Pelopium . . . . . —
Titan . . . . . —

2. Zinn.

Vorkommen . . . . . —
Eigenschaften und Anwendung 147
Zinnoxydul . . . . . —
Eigenschaften 148
Zinnoxydulsalze . . . . . —
Anwendung des Zinnoxyduls . . . . —
Salpetersaures Zinnoxydul . —
Schwefelsaures Zinnoxydul . —
Zinnoxyd oder Zinnsäure . . . . . —
Vorkommen . . . . . —
Eigenschaften und Anwendung 149
Zinnoxydsalze . . . . . —
Zinnsaure Salze . . . . . —
Zinnchlorür, Eigenschaften und Anwendung 150
Zinnchlorid, Eigenschaften . . . . . —
Anwendung 151
Zinnsulphür, Eigenschaften . . . . . —
Zinnsulphid, Eigenschaften und Anwendung . . . . . —
Zinnlegirungen 152

3. Gold.

Vorkommen und Eigenschaften . . . . —
Anwendung; Karatirung 153
Goldoxyd oder Goldsäure . . . . . —
Goldsaure Salze . . . . . —
Goldoxydul . . . . . —
Knallgold . . . . . —
Goldchlorid 154
Eigenschaften und Anwendung . . . . —
Goldchlorür 155
Goldpurpur . . . . . —

Seite
Osmium 155
Ruthenium 156
Iridium . . . . . —
Rhodium . . . . . —

4. Platin.

Vorkommen . . . . . —
Eigenschaften und Verwendung . . . 157
Platinoxyd oder Platinsäure 158
Platinoxydul . . . . . —
Platinchlorid . . . . . —
Anwendung 159
Platinchlorür . . . . . —
Kohlenstoffplatin . . . . . —
Phosphorplatin . . . . . —
Borplatin 160
Kieselplatin . . . . . —
Arsenplatin . . . . . —
Vorsichtsmaßregeln beim Gebrauch von Platingefäßen . . . . . —
Palladium . . . . . —
Verwendung zu Seemeßinstrumenten und Zapfenlagern 161

5. Silber.

Vorkommen, Eigenschaften und Verwendung . . . . . —
Feine und raube oder beschickte Mark 162
Silberoxyd . . . . . —
Silberoxydsalze . . . . . —
Salpetersaures Silberoxyd . 163
Kohlensaures Silberoxyd . . —
Schwefelsaures Silberoxyd . —
Phosphorsaures Silberoxyd —
Chromsaures Silberoxyd . . . —
Bertholet'sches Knallsilber . —
Chlorsilber 164
Jodsilber . . . . . —
Schwefelsilber . . . . . —
Verwendung zum Niello 165
Selensilber . . . . . —
Phosphorsilber . . . . . —
Arsensilber . . . . . —
Antimonsilber . . . . . —
Silberlegirungen 166

6. Quecksilber.

Vorkommen, Eigenschaften und Anwendung . . . . . —
Quecksilberoxyd . . . . . —
Quecksilberoxydsalze 167
Salpeters. Quecksilberoxyd . . —
Schwefels. Quecksilberoxyd . . —
Chromsaures Quecksilberoxyd 168
Quecksilberoxydul . . . . . —
Quecksilberoxydulsalze . . . . —

Seite
Salpetersaures Quecksilberoxydul 168
Chroms. Quecksilberoxdul . . . —
Stickstoffquecksilber 169
Quecksilberchlorid . . . . . —
Eigenschaften und Anwendung . . . . —
Quecksilberchlorür 170
Quecksilberbromid und Bromür —
Quecksilberiodid 171
Quecksilberiodür . . . . . —
Quecksilbersulphid . . . . . —
Verwendung als Zinnober 172
Quecksilbersulphür . . . . . —
Selenquecksilber . . . . . —
Quecksilberlegirungen oder Amalgame 173

7. Wismuth.

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Wismuthsuboxyd 174
Wismuthoxyd . . . . . —
Wismuthoxydsalze . . . . . —
Salpetersaures Wismuthoxyd —
Basisch-salpetersaures Wismuthoxyd 175
Kiesel-phosphorsaures Wismuthoxyd . . . . . —
Wismuthsuperoxyd . . . . . —
Wismuthsäure . . . . . —
Wismuthchlorid . . . . . —
Wismuthsulphid 176
Wismuthlegirungen . . . . . —

8. Blei.

Vorkommen . . . . . —
Eigenschaften und Benutzung 177
Bleioxyd . . . . . —
Eigenschaften und Anwendung . . . 178
Bleioxydsalze . . . . . —
Salpetersaures Bleioxyd . . . 179
Kohlens. Bleioxyd, Bleiweiß . . —
Schwefelsaures Bleioxyd . . . —
Borsaures Bleioxyd . . . . . —
Kiesels. Bleioxyd, Bleiglas . . . 180
Phosphorsaures Bleioxyd . . —
Arsensaures Bleioxyd . . . . . —
Antimons. Bleioxyd, Neapelgelb —
Zinnsaures Bleioxyd 181
Vergiftungen durch Bleisalze . . . . —
Rothes Bleioxyd oder Mennige . . —
Bleisuperoxyd . . . . . —
Bleichlorid . . . . . —
Kasseler und Turner's Gelb 183
Bleibromid . . . . . —
Bleiiodid . . . . . —
Bleisulphid . . . . . —
Glasurerz 184
Selenblei . . . . . —
Tellurblei . . . . . —
Kohlenstoffblei . . . . . —
Phosphorblei . . . . . —
Arsenblei . . . . . —
Antimonblei . . . . . —
Bleilegirungen . . . . . —
Calain, Schnellloth, zinnerne Geräthschaften, Newton'sches u. Rose'sches leichtflüssiges Metall u. Anwendung der letzteren zu Dampfmaschinen-Ventilen 185
Cadmium 186

9. Zink.

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Anwendung 187
Zinksuboxyd . . . . . —
Zinkoxyd . . . . . —
Tutia, Cadmia fornacum . . . . . —
Anwendung 188
Zinkoxydsalze . . . . . —
Salpetersaures Zinkoxyd . . . —
Kohlensaures Zinkoxyd . . . . —
Schwefelsaures Zinkoxyd, Zinkvitriol . . . . . —
Kieselsaures Zinkoxyd, Galmei 189
Chromsaures Zinkoxyd . . . . —
Zinkchlorid . . . . . —
Zinkbromid 190
Zinkiodid . . . . . —
Schwefelzink . . . . . —
Selenzink 191
Arsenzink . . . . . —
Zinklegirungen . . . . . —
Unächtes Blattsilber . . . . . —
Uran . . . . . —

10. Kupfer.

Vorkommen, Eigenschaften und Anwendung 192
Kuferoxyd 193
Vorkommen, Eigenschaften und Anwendung . . . . . —
Kupferoxdsalze 194
Salpetersaures Kupferoxyd . —
Kohlensaures Kupferoxyd . . —
Bergblau und Bremerblau . . . . . —
Basisch-kohlensaures Kupferoxyd 195
Berggrün, Mineralgrün, Bremer oder Braunschweiger Grün . . . . . —
Schwefelsaures Kupferoxyd . . —
Kieselsaures Kupferoxyd . . . —
Phosphorsaures Kupferoxyd . —

Digitized by Google

Seite

Arsenigsaures Kupferoxyd . . 196
Scheele'sches und Schweinfurter Grün —
Arsensaures Kupferoxyd . . . —
Chromsaures Kupferoxyd . . . —
Kupferoxydul . . . . . —
Eigenschaften und Anwendung 197
Kupfer-Superoxyd u. Säure —
Stickstoffkupfer . . . . . —
Kupferchlorid 198
Kupferchlorür . . . . . —
Kupfersulphür 199
Kupfersulphid . . . . . —
Selenkupfer . . . . . —
Phosphorkupfer . . . . . —
Arsenkupfer 200
Weißkupfer oder Tombak . . . . . —
Antimonkupfer . . . . . —
Kupferlegirungen . . . . . —
Bronze der Alten, Glockenspeise . . . —
Kanonengut, Spiegelmetall, Verzinnung des Kupfers, Messing . . . 201
Rauschgold, Messingloth, Mosaisches Gold, Brinioler Messing, Birmingham Platin, Tombak oder rothes Messing, unächtes Blattgold, Prinzenmetall, Pinchbeck, Similor, Mannheimer Gold, neue Bronze 202

11. Kobalt.

Vorkommen und Eigenschaften . . . 203
Kobaltoxydul . . . . . —
Eigenschaften und Anwendung 204
Kobaltoxydulsalze . . . . . —
Salpetersaures Kobaltoxydul —
Rinmann'sches Grün . . . . . —
Schwefelsaures Kobaltoxydul —
Kieselsaures Kobaltoxyd . . . 205
Smalte . . . . . —
Phosphorsaures Kobaltoxydul —
Arsenigsaures Kobaltoxyd . . —
Arsensaures Kobaltoxydul . . —
Kobaltoxydul . . . . . —
Kobaltchlorür 206
Sympathetische Tinte . . . . . —
Kobaltsulphür . . . . . —
Kobaltsulphid . . . . . —
Kobaltsupersulphid 207
Selenkobalt . . . . . —
Arsenkobalt . . . . . —

12. Nickel.

Vorkommen . . . . . —
Eigenschaften und Anwendung . . . 208
Nickeloxydul . . . . . —
Nickeloxydulsalze . . . . . —
Nickeloxyd 209
Nickelchlorür . . . . . —

Seite

Nickelsulphür 209
Nickelsulphid . . . . . —
Nickelsupersulphid 210
Arsennickel . . . . . —
Antimonnickel . . . . . —
Nickellegirungen . . . . . —
Packfong, Tubler Weißkupfer, Argentan und Neusilber . . . . . —
Amerikanisches Neusilber 211
Vorzüge des Neusilbers gegen plattirte Waaren . . . . . —

13. Eisen.

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Weiches und hartes, roth- und rothbrüchiges Eisen 212
Kaltbrüchiges, faulbrüchiges, hadriges und verbranntes Eisen 213
Verhalten in der Hitze an der Luft . —
Eisenoxydul 214
Eisenoxydulsalze . . . . . —
Kohlensaures Eisenoxydul . . 215
Schwefelsaures Eisenoxydul . —
Kieselsaures Eisenoxydul . . . —
Phosphorsaures Eisenoxydul . 216
Arsensaures Eisenoxydul . . . —
Eisenoxydul-Chromoxyd . . . . —
Vorkommen des Eisenoxyduls im Ackerboden und nachtheilige Wirkung auf die Vegetation; Verbesserung solcher Bodenarten . . . . . —
Eisenoxyd 217
Vorkommen, Eigenschaften und Anwendung . . . . . —
Eisenoxydhydrat 218
Anwendung und Vorkommen im Ackerboden, Wirkung auf die Vegetation —
Eisenoxydsalze 219
Salpetersaures Eisenoxyd . . —
Kohlensaures Eisenoxyd . . . —
Schwefelsaures Eisenoxyd . . —
Kieselsaures Eisenoxyd 220
Phosphorsaures Eisenoxyd . . —
Arsenigsaures Eisenoxyd . . . —
Arsensaures Eisenoxyd 221
Eisenoxydoxydul . . . . . —
Eisensäure . . . . . —
Stickstoffeisen 222
Kohlenstoffeisen . . . . . —
Spiegeleisen oder Rohstableisen, graues Roheisen, Stahl . . . . . —
Rohstahl, Gerbstahl, Cementstahl, Indischer Stahl, Damaststahl, Meteorstahl 223
Eisen-Carburet u. Supercarburet 224

Seite

Eisenchlorür 224
Eisenchlorid 225
Eisensulphür 226
Eisensulphid . . . . . —
Eisenspersulphid . . . . . —
Kieseleisen 227
Phosphoreisen . . . . . —
Arseneisen . . . . . —
Antimoneisen 228
Eisenlegirungen . . . . . —
Weißblech . . . . . —

14. Mangan.

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Manganoxydul 229
Manganoxydulsalze . . . . . —
Kohlensaures Manganoxydul . —
Schwefelsaures Manganoxydul 230
Kieselsaures Manganoxydul . —
Phosphors. Manganoxydul . . —
Arsensaures Manganoxydul . —
Vorkommen des Manganoxyduls im Ackerboden und Wirkung auf die Vegetation . . . . . —
Manganoxyd 231
Manganoxydoxydul . . . . . —
Mangansuperoxyd . . . . . —
Benutzung desselben 232
Mangansäure . . . . . —
Uebermangansäure . . . . . —
Kohlenstoffmangan . . . . . —
Manganchlorür 233
Schwefelmangan . . . . . —
Arsenmangan . . . . . —
Cerium . . . . . —
Didym 234
Lanthan . . . . . —
Zirkonium . . . . . —
Norium . . . . . —
Beryllium . . . . . —

15. Aluminium.

Vorkommen und Eigenschaften 235
Aluminiumoxyd oder Alaunerde . . . —
Vorkommen als Saphir, Demantspath und Smirgel 236
Eigenschaften . . . . . —
Vorkommen im Ackerboden 237
Alaunerdesalze . . . . . —
Schwefelsaure Alaunerde . . . —
⅔ schwefelsaure Alaunerde . . —
⅓ schwefelsaure Alaunerde . . 238
Kieselsaure Alaunerde . . . . . —
Mineralien, mit vorzugsweise kieselsaurer Alaunerde und anderen Silicaten . . . . . —
Thon 239

Seite

Porzellanthon 239
Plastischer, fetter und magerer, feuerfester und schmelzbarer Thon 240
Gemeiner und schiefriger Töpferthon . . . . . —
Schieferthon und Thonschiefer 241
Lehm . . . . . —
Kalkhaltiger und Ocker enthaltender Thon 242
Röthel, gelber und brauner Ocker . —
Verwendung der Thonarten 243
Vorkommen des Thons im Ackerboden, Wirkung auf die Vegetation und Verbesserung durch Brennen . . . —
Phosphorsaure Alaunerde . . 244
Alaunerde-Bleioxyd . . . . . —
Alaunerde-Eisenoxydul 245
Alaunerde-Beryllerde . . . . . —
Chloralumium . . . . . —
Fluoralumium . . . . . —
Alumium-Eisen . . . . . —
Thorium . . . . . —
Yttrium 246
Erbium . . . . . —
Terbium . . . . . —

16. Magnesium.

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Magnesiumoxyd oder Magnesia . . . 247
Magnesiasalze . . . . . —
Salpetersaure Magnesia . . . 248
Kohlensaure Magnesia . . . . . —
Magnesia alba 249
Schwefelsaure Magnesia . . . . —
Wirkung auf die Vegetation . . . . —
Borsaure Magnesia 250
Kieselsaure Magnesia . . . . . —
Mineralien mit vorwaltender kieselsaurer Magnesia und anderen Silicaten —
Anwendung verschiedener dieser Mineralien 251
Hornblende, Talk, Bildstein u. Topfstein . . . . . —
Entstehung des magnesiahaltigen Ackerbodens und seine Wirkung auf die Vegetation . . . . . —
Phosphorsaure Magnesia . . . 252
Chlormagnesium . . . . . —
Salinenmutterlauge und ihre Benutzung in der Feldwirthschaft und zu anderen Zwecken 253
Brommagnesium . . . . . —

17. Barium.

Vorkommen und Eigenschaften . . . 254
Baryumoxyd oder Baryt . . . . . —

Seite
Anwendung 255
Barytsalze . . . . . —
Salpetersaurer Baryt . . . . . —
Kohlensaurer Baryt . . . . . —
Chlorsaurer Baryt 256
Schwefelsaurer Baryt . . . . . —
Kieselsaurer Baryt . . . . . —
Chromsaurer Baryt . . . . . —
Wirkung der Barytsalze auf die Vegetation und den thierischen Organismus . . . . . —
Barynmsuperoxyd (oxydirtes Wasser 257
Chlorbarynm . . . . . —
Schwefelbarynm 258

18. Strontium.

Vorkommen und Eigenschaften . . . 259
Strontiumoxyd oder Strontian. . . —
Strontiansalze . . . . . —
Salpetersaurer Strontian . . 260
Kohlensaurer Strontian . . . —
Schwefelsaurer Strontian . . —
Kieselsaurer Strontian . . . —
Chlorstrontium . . . . . —
Schwefelstrontium 261

19. Calcium.

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Calciumoxyd oder Kalk . . . . . —
Gebrannter Kalk . . . . . —
Gelöschter Kalk, Kalkbrei, Kalkmilch und Kalkwasser 262
Fetter, magerer und hydraulischer Kalk —
Anwendung des Kalkes 263
Kalksalze . . . . . —
Salpetersaurer Kalk 264
Kohlensaur r Kalk . . . . . —
Kalkspath . . . . . —
Körniger Kalk, dichter Kalkstein, lithographischer Stein und Kreide. . . 265
Süßwasserkalk und Mergel 266
Kohlensaurer Kalk-Baryt . . . 267
Kohlensaure Kalk-Magnesia . —
Vorkommen des Kalkes im Ackerboden, Eigenschaften derartigen Bodens . —
Wirkung des künstlich zugesetzten Kalks auf die natürlichen und künstlich zugesetzten Bestandtheile des Ackerbodens 268
Mergeln des Ackerbodens 269
Saurer kohlensaurer Kalk . . 270
Entstehung von Sprudel-, Tropf- u. Kesselstein . . . . . —
Unterchlorigsaurer Kalk . . . . —
Chlorsaurer Kalk 271
Seite
Schwefelsaurer Kalk 271
Gyps und verschiedene Arten desselben —
Bedingniß der harten Wässer und Verbesserung derselben, Entstehung kalter Schwefelwässer 272
Verwendung des Gypses . . . . . —
Gyps als Bestandtheil des Ackerbodens und seine Wirksamkeit 273
Gypsen der Felder . . . . . —
Dornstein und Pfannenstein, verdünnte Schwefelsäure, Abfälle von dem Vitriol- und Alaunwerken und von der Chlorkalkbereitung als Surrogate des Gypses zum Verbessern der Felder 274
Kieselsaurer Kalk 275
Kalksilicate . . . . . —
Borsaurer Kalk 276
Phosphorsaurer Kalk . . . . . —
Phosphorsaurer Kalk als natürlicher und künstlicher Bestandtheil des Ackerbodens und seine Wirkung auf die Pflanzen 277
Arseniksaurer Kalk 278
Arsensaurer Kalk . . . . . —
Chlorcalcium . . . . . —
Anwendung als Düngmaterial und zu anderen Zwecken 279
Fluorcalcium . . . . . —
Benutzung desselben 280
Schwefelcalcium . . . . . —
Phosphorcalcium . . . . . —

20. Natrium.

Vorkommen und Eigenschaften. . . . 281
Natriumoxyd oder Natron 282
Natronhydrat . . . . . —
Natronsalze 283
Salpetersaures Natron . . . . —
Neutrales kohlensaures Natron —
Anderthalb-kohlensaures Natron 284
Doppelt-kohlensaures Natron —
Unterchlorigsaures Natron . . 285
Doppelt-schwefligsaures Natron . . . . . —
Schwefelsaures Natron . . . . —
Doppelt-schwefelsaures Natron 286
Borsaures Natron . . . . . —
Kieselsaures Natron 287
Phosphorsaures Natron. . . . —
Antimonsaures Natron 288
Natron-Alaunerde . . . . . —
Lasurstein, Ultramarin . . . . —
Chlornatrium (Kochsalz) . . . . . —
Vorkommen und Eigenschaften . . . —

Seite

Wirkung auf den thierischen Organismus und Verwendung 289
Wirkung auf die Vegetation 290
Chlorgoldnatrium 291
Chlorplatinnatrium . . . . . —
Brom- und Jodnatrium . . . . —
Schwefelnatrium . . . . . —
Natriumamalgam 292
Lithium . . . . . —

21. Kalium.

Vorkommen und Eigenschaften . . . —
Kaliumoxyd oder Kali 293
Kalihydrat . . . . . —
Kalisalze 294
Salpetersaures Kali . . . . . —
Baumé'scher und schwarzer Fluß . . —
Knallpulver und Weißfeuermassen . . 295
Anwendung als kälteerzeugendes Mittel, in der Haus- und Feldwirthschaft u. s. w. . . . . —
Kohlensaures Kali 296
Wirkung auf die Vegetation . . . . —
Doppelt-kohlensaures Kali . . 297
Unterchlorigsaures Kali . . . . —
Chlorsaures Kali 298
Zünd- und Frictionshölzer . . . . . —
Ueberchlorsaures Kali . . . . . —
Schwefelsaures Kali 299
Saures schwefelsaures Kali . . —
Alaunerde-Alaun 300
Cubischer Alaun . . . . . —
Manganoxyd-Alaun 301
Eisenoxyd-Alaun . . . . . —
Chromoxyd-Alaun . . . . . —
Kieselsaures Kali und Natron —
Bestandtheil des Ackerbodens, Wirkung auf die Vegetation, Ersatz der kieselsauren Alkalien . . . . . —
Gewöhnliches und Doebereiner'sches Wasserglas 302
Glas und verschiedene Sorten desselben 303
Phosphorsaures Kali 304
Arsenigsaures Kali . . . . . —
Arsensaures Kali . . . . . —
Antimonsaures Kali 305
Chromsaures Kali . . . . . —
Wirkung auf Metallsalze . . . . . —
Alaunerde-Kali 306
Zinkoxyd-Kali . . . . . —
Chlorkalium 307
Vorkommen in Mergelarten und Wirkung auf die Vegetation . . . . . —

Seite

Chlorplatinkalium 308
Bromkalium . . . . . —
Jodkalium . . . . . —
Schwefelkalium . . . . . —

22. Ammonium.

Theorie der Ammoniumverbindungen 309
Zusammensetzung der Ammoniumverbindungen 310
Ammoniumoxyd- oder Ammoniaksalze 311
Salpetersaures Ammoniak . . 312
Kohlensaures Ammoniak . . . —
Bildung desselben beim Faulen des Harns und bei der trocknen Destillation . . . . . —
Anwendungen und Düngmaterial . . 313
Schwefelsaures Ammoniak . . —
Ammoniak-Alaun 314
Phosphorsaures Ammoniak . . —
Schutzmittel gegen flammende Verbrennung . . . . . —
Phosphorsaures Natron-Ammoniak . . . . . —
Phosphorsaures Magnesia-Ammoniak 315
Ammoniaksalze als Quellen des Stickstoffes in den Pflanzen . . . . . —
Ansichten über die Quelle des Stickstoffes in den Pflanzen . . . . . —
Menge des niederfallenden Ammoniaks auf einen Flächenraum Ackerboden . 316
Größere Stickstoffausbeute in den Pflanzen, als durch den Dünger zugeführt wird . . . . . —
Wichtigkeit der Düngung mit stickstoffhaltigen (Ammoniak ausgebenden) Substanzen zur schnelleren Entwicklung der Pflanzen 317
Verlust von Ammoniak aus dem Düngungsmaterial . . . . . —
Vorbeugung dieses Verlustes . . . . —
Assimilation des Ammoniaks von den Pflanzen 318
Chlorammonium . . . . . —
Eigenschaften u. Benutzung in der Feldwirthschaft und zu anderen Zwecken 319
Chlorplatinammonium . . . . —
Brom-, Jod- und Fluorammonium 320
Schwefelammonium . . . . . —
Selen- und Tellurammonium . 321

Erſte Abtheilung.

Einleitung.

Die Cameralchemie begreift in ſich die ſpecielle Anwendung der Chemie auf die mit dieſer in Beziehung ſtehenden Gegenſtände der Landwirthſchaft, der Forſtwirthſchaft, der verſchiedenen Künſte und Gewerbe und endlich der bürgerlichen Polizei.

Das Studium der Cameralchemie ſetzt voraus die Kenntniß der erſten Elemente der allgemeinen Chemie; dieſe ſelbſt iſt der Inbegriff der durch Verſuche und Beobachtungen gewonnenen Kenntniſſe von der inneren Natur aller Körper unſeres Planeten, von den Urſachen aller materiellen oder inneren Veränderungen derſelben und von den Geſetzen, unter welchen dieſe ſtehen.

Alle materiellen Veränderungen ſind Veränderungen der in die Sinne fallenden Eigenſchaften der Körper und man nennt ſie, ſie mögen natürlich oder künſtlich, langſam oder ſchnell erfolgen, chemiſche Veränderungen oder Erſcheinungen, wie z. B. das Verweſen und Verbrennen des Holzes, das Roſten des Eiſens oder deſſen Verwandlung in Hammerſchlag beim Glühen an der Luft, in welchen Fällen der Sauerſtoff der atmoſphäriſchen Luft die Umwandlung des feſten Holzes in luftförmige Körper und des metalliſchen Eiſens in ein rothes Pulver oder in einen ſchwarzen ſchuppigen Körper bedingt.

Die Chemie wird in die reine und in die angewandte Chemie eingetheilt; die reine Chemie umfaßt das Ganze des chemiſchen Wiſſens und ſtellt die chemiſchen Eigenſchaften der verſchiedenen einfachen und zuſammengeſetzten Arten der Materie, die bekannten chemiſchen Erſcheinungen und die dieſen zum Grunde liegenden Urſachen ſyſtematiſch dar, ohne ihre Anwendbarkeit zu berückſichtigen; die angewandte Chemie lehrt die Anwendung der bekannten chemiſchen Thatſachen entweder zur Erklärung von Naturerſcheinungen oder zur Darſtellung, Vermehrung, Veredlung und Benutzung der Exiſtenz- und Genuß-

mittel des Lebens. Man theilt daher die angewandte Chemie ein in die physikaliſche, meteoriſche, mineraliſche (oder unorganiſche), organiſche, agronomiſche, techniſche, polizeiliche und medicinische Chemie. Die agronomiſche, techniſche und polizeiliche Chemie ſind Hauptgegenſtände der Cameralchemie. In der agronomiſchen Chemie wird Alles betrachtet, was auf die Cultur der Pflanzen Einfluß zeigt; die chemiſche Beſchaffenheit und Miſchung der verſchiedenen Bodenarten, die Verfahrungsregeln bei Bearbeitung und Verbeſſerung derſelben, die Darſtellung und Behandlung des Düngers ꝛc. ſind ihre wichtigſten Gegenſtände. Die techniſche Chemie gibt Anleitung zur chemiſchen Bearbeitung aller natürlichen Körper und zur Darſtellung der mannichfaltigen Stoffe, die wir im gemeinen Leben bedürfen; ſie iſt daher die Chemie der Künſte und Gewerbe. Sie zerfällt nach den verſchiedenen Stoffen, die ſie zu bearbeiten lehrt, in verſchiedene Zweige, wie in Metallurgie oder in die Lehre von der Bearbeitung und Benutzung der Metalle, Lithurgie oder in die Lehre von der Bearbeitung und Benutzung der verſchiedenen Steinarten, Halurgie oder in die Lehre von den Salzarten, Hyalurgie oder in die Lehre von der Zuſammenſetzung der Glasarten, Phlogurgie oder in die Lehre von den brennbaren Körpern, Chromurgie oder in die Lehre von der Darſtellung der verſchiedenen Farbeſtoffe, Zymurgie oder in die Lehre von der geiſtigen Gährung und deren Producten und in die Chemie verſchiedener anderer Gegenſtände, wie z. B. in die Lehre von der Darſtellung der Seifen, des Leims und der Gerbſtoffarten des Leders u. ſ. w. Die ökonomiſche Technochemie giebt die Anweiſung über die haus- und landwirthſchaftlich-chemiſchen Gewerbe. Die polizeiliche Chemie lehrt die gute Beſchaffenheit aller Lebensbedürfniſſe und giebt die Anweiſung zur Entfernung alles deſſen, was die Geſundheit und das Leben der Menſchen und Thiere gefährden kann; lehrt die Chemie die Ermittlung ſolcher Körper, welche auf die Geſundheit und das Leben der Menſchen und Thiere nachtheilig wirken, ſo iſt ſie gerichtliche Chemie. Im Ganzen giebt es nur eine Chemie, die ſich, wie die Mathematik, über alle Erſcheinungen, Künſte, Gewerbe u. ſ. w. erſtreckt und es können daher reine und angewandte Chemie mit einander verbunden ſtudirt werden.

Erſter Abſchnitt.

Von der Materie und deren verſchiedenen Eigenſchaften.

Materie wird dasjenige genannt, was ſich unſeren Sinnen als Erſcheinung der Außenwelt darſtellt, was den Raum erfüllt und was in demſelben thätig iſt; man hat hiernach ſolche Materie zu unterſcheiden, welche raumerfüllend iſt und nennt dieſe, da ſie nur für unſeren Planeten bekannt, die irdiſche Materie, und ſolche, welche bloß im Raum thätig iſt und nennt ſolche die ätheriſche Materie, da ſie dem Univerſum anzugehören ſcheint; dieſe letztere wird auch, da ſie weder ſchwer noch raumerfüllend iſt, die imponderable, jene aber die ponderable Materie genannt.

A. Von der irdiſchen Materie.

Die irdiſche Materie iſt mit anziehenden und abſtoßenden Kräften begabt.

Die anziehenden Kräfte derſelben äußern ſich

1) durch Anziehung aus der Ferne in dem Phänomen der Schwere und
2) durch Anziehung bei der Berührung in den Erſcheinungen der Cohäſion, der Adhäſion, der Capillarität und der gegenſeitigen Durchdringung oder der chemiſchen Affinität.

Die abſtoßenden Kräfte ſtellen ſich dar

1) in dem Phänomen der Raumerfüllung (die Bedingung der mechaniſchen Undurchdringlichkeit und der Taſtbarkeit) und
2) in der chemiſchen Zerſetzung.

Die verſchiedenen Arten der irdiſchen Materie ſind bedingt durch die verſchiedene Thätigkeit der anziehenden und abſtoßenden Kräfte. Man kennt bis jetzt einige ſechzig einfache Arten der Materie und nennt dieſe, da ſie bis jetzt durch die bekannten chemiſchen Agentien und Hülfsmittel in keine verſchiedenen Arten zerlegt werden können, Grundſtoffe oder Elemente. Die Zahl derſelben iſt jedoch keine beſchränkte, da mit der weiteren Entwicklung der chemiſchen Kenntniſſe auch neue Hülfsmittel aufgefunden werden, wodurch für einfach gehaltene Arten der Materie in zwei oder mehrere neue geſchieden werden können.

---

a. Von der Schwere.

Alle irdiſche Materie äußert das Beſtreben, ſich nach dem Mittelpunkt der Erde zu bewegen und drückt vermöge dieſes Beſtrebens ununterbrochen auf ihre Unterlage; dieſe Eigenſchaft der irdiſchen Materie heißt die Schwere und dieſe ſelbſt iſt die Urſache des Fallens der Körper. Die Größe des Druckes, welche ein Körper durch die Schwere ſeiner materiellen Theile getrieben auf ſeine Unterlage ausübt, heißt das Gewicht. Schwere und Gewicht ſind alſo nicht gleichbedeutende Ausdrücke; Schwere iſt das Beſtreben jedes kleinſten Theiles zu fallen, Gewicht aber die Summe der fallenden Beſtrebung aller Theile eines Körpers und dieſes ſteht daher mit ſeiner Maſſe, d. h. mit der Quantität ſeiner Materie alle Zeit in geradem Verhältniſſe. Das Gewicht oder die Maſſe zweier Körper wird durch Befeſtigen oder Auflegen an die Enden eines gleicharmigen Hebels ermittelt; bleibt dieſer im Gleichgewicht, ſo iſt das Gewicht beider Körper gleich, während beim Niederſchlagen des einen Armes der an dieſem befindliche Körper ſchwerer iſt, als der an dem anderen Arme befindliche. Die Vorrichtung zur Vergleichung des Gewichtes zweier Körper heißt die Wage und die zur Ausgleichung oder Beſtimmung dienenden Gewichtsmaſſen werden die Gewichte genannt. Als vergleichende Gewichtseinheit bedient man ſich bei wiſſenſchaftlichen Unterſuchungen derjenigen Gewichtsmaſſe, welche ein Kubikcentimeter Waſſer bei + 4° C beträgt und nennt dieſe ein Gramm, welches durch 10, 100 oder 1000 dividirt ein Decigramm, Centigramm oder Millegramm, mit 10, 100, 1000 oder 10,000 multiplicirt ein Decagramm, Hectogramm, Kilogramm oder

Myriogramm giebt. Im Handel bedient man sich als vergleichender Gewichtseinheit des sogenannten Pfundes, welches durch 32 oder 16 dividirt das Loth oder die Unze giebt; 1 Loth wird in 4 Quentchen und und 1 Unze in 8 Drachmen, 1 Drachme in 3 Skrupel oder 60 Gran getheilt. Das Pfund ist nicht in allen Ländern und selbst in den verschiedenen Theilen Deutschlands von gleichem Gewicht, denn

1 Pfund ist gleich 500 Gramm in Baden und im Großherzogthum Hessen, so wie auch dieses Pfund als Einheit bei der Zoll- und Postvereinsberechnung gilt.

1 „ „ „ 560 „ in Oestreich und Baiern.

1 „ „ „ 484 „ in Hamburg.

1 „ „ „ 467 „ in Preußen, Hannover, Sachsen, Würtemberg, Kurhessen, Braunschweig und Frankfurt a. M.

1 „ „ „ 453 „ in England.

100, in einigen Ländern auch 110 Pfund machen den Centner aus.

Die Größe des Gegendruckes, welchen ein Körper oder ein Theil desselben erfordert, um auf der Wage ins Gleichgewicht gesetzt zu werden, ohne Rücksicht auf sein Volumen, wird sein absolutes Gewicht genannt; das absolute Gewicht aber im Verhältniß zum Volumen der Körper oder die Verschiedenheit des Gewichts zweier Körper unter gleichem Volumenraum heißt das eigenthümliche oder specifische Gewicht oder die Eigenschwere. Die specifischen Gewichte verschiedener Körper von gleichem Volumen müssen sich also verhalten wie die Massen dieser Körper. Als vergleichende Einheit des specifischen Gewichtes für flüssige und feste Körper nimmt man durchgehends das Wasser, für Luftarten aber die atmosphärische Luft oder auch, als den leichtesten Körper, das Wasserstoffgas an. [1])

---

b. Von der Cohäsion.

Die einzelnen Theile jeder besonderen Art der irdischen Materie haben ein Bestreben, sich einander zu einem homogenen Ganzen anzuziehen und Massen oder Körper zu bilden. Man nennt die Ursache dieses Bestrebens und

das Beharren jedes Körpers in der Einheit ſeiner Maſſe die Cohäſionskraft oder die Kraft des Zuſammenhanges. Durch die Cohäſionskraft werden verſchiedene phyſikaliſche Eigenſchaften der Körper bedingt, nämlich:

1) Der Aggregatzuſtand, d. h. der Zuſtand der Verſchiebbarkeit der Theilchen eines Körpers. Die irdiſche Materie ſtellt ſich in drei verſchiedenen Zuſtänden der Raumerfüllung dar; wirkt die Cohäſionskraft ſtark, ſo erſcheint uns die Materie als feſt oder ſtarr und man nennt dieſen Zuſtand die ſtarre Form der Materie. Aeußert ſich die Cohäſionskraft ſchwächer, ſo erſcheint uns die Materie in kleinen Maſſen als ſphäriſch, leicht beweglich und zu einem Ganzen vereinbar; dieſer Zuſtand wird die tropfbarflüſſige Form der Materie genannt. Hört die Cohäſionskraft faſt gänzlich auf thätig zu ſein, ſo ſtellt ſich uns die Materie in dem beweglichſten und durchſichtigſten Zuſtande nämlich als Luft oder Dunſt dar; man nennt dieſen Zuſtand, da Körper von dieſer Beſchaffenheit ſich in das Unendliche ausdehnen und ſehr ſtark zuſammenpreſſen laſſen, aber nach Aufhebung der ausdehnenden oder zuſammenpreſſenden Kraft augenblicklich den urſprünglichen Raum wieder einnehmen, die elaſtiſch-flüſſige Form der Materie. Der Raum, welchen eine elaſtiſch-flüſſige Materie einnimmt, ſteht ſtets im umgekehrten ihrer Dichtigkeit, aber im geraden Verhältniß des Druckes, dem ſie ausgeſetzt iſt. Die elaſtiſch-flüſſige Form der Materie iſt dreierlei Art, indem ſie nämlich entweder durch Abkühlung oder durch ſtarken Druck in die tropfbar-flüſſige (auch ſtarre) Form übergeführt oder weder durch Abkühlung noch durch Druck verändert werden kann; die durch Abkühlung in die flüſſige Form überzuführenden Luftarten heißen unbeſtändige, die durch Druck verdichtbaren coërcible und die unveränderlichen beſtändige oder permanente Luft- oder Gasarten; ſogenannter Dampf oder Bläschendunſt entſteht durch Vermiſchung einer unbeſtändigen Gasart mit kalter Luft.

2) Die ſelbſtſtändige Form, d. h. die Geſtalt, welche die Körper vermöge der der Materie eigenthümlichen Bildungskräfte annehmen. Sie iſt nach den Aggregatzuſtänden verſchieden und ſtellt bei luftartigen und flüſſigen Körpern die Kugel dar, welche durch äußere Einwirkungen Modificationen erleidet; bei feſten Körpern iſt ſie aber entweder regelmäßig, die Kryſtall-

form, oder unregelmäßig, die Aggregatsform. Die Krystallform ist sechserlei Art, nämlich die gleichgliedrige, wohin der Würfel, Achtflächner, Zwölfflächner, Vierundzwanzigflächner, der Halbachtflächner und der Halbviermalsechsflächner gehören, die sechsgliedrige, wohin der Zweimalsechsflächner, der Halbzweimalsechsflächner und die Säule gehören, die viergliedrige (der Quadratachtflächner und die Quadratsäule), die zweigliedrige (der Rhombenachtflächner und die Rhombensäule), die zwei- und eingliedrige (die schiefe Rhombensäule) und die eingliedrige, wohin die schiefe Rhomboidsäule gehört. In der Krystallbildung finden sich aber auch sehr häufig Unvollkommenheiten; lange Krystalle von sehr geringer Breite und Dicke werden nadel- oder haarförmige, in der Länge und Breite ausgedehnte von sehr unbedeutender Dicke aber tafelartige Krystalle oder Blättchen genannt. Die Aggregatsform ist sehr mannichfaltig; sie ist entweder durch Aneinanderreihung sehr vieler kleiner und undeutlicher Krystalle, z. B. das Baumförmige, Gestrickte, Warzenförmige, Büschelförmige, Stangenförmige und Staudenförmige, oder durch das Erstarren flüssiger Körper, wie das Knollige, Kugelige, Traubenförmige, Nierenförmige und Tropfsteinartige, entstanden.

3) Die Structur, d. h. die unter den Massentheilchen der festen Körper vorhandene Ordnung, welche mehr oder weniger regelmäßig sein kann. Die regelmäßigste Structur ist die krystallinische, welche alle Krystalle besitzen und mit der Spaltbarkeit, d. h. mit der Fähigkeit verbunden ist, sich in glatte, glänzende und ebene Flächen trennen zu lassen; Körper von dieser Eigenschaft werden krystallinisch-blättrige genannt. Sind die Körper aus krystallinisch-blättrigen Theilen von bestimmter Gestalt, haben diese Theile ziemlich gleiche Länge, Breite und Dicke, und sind sie ohne Regelmäßigkeit zusammengehäuft, so werden sie krystallinisch-körnige, bei vorherrschender Länge und zurücktretender Breite und Dicke der krystallinisch-blättrigen Theile aber krystallinisch-strahlige, und bei unbestimmbarer Breite und Dicke krystallinisch-faserige Körper genannt. Mangelt einem Körper alle Spaltbarkeit, so wird er unkrystallinisch oder dicht genannt. Von der krystallinischen Structur unterscheidet sich die Absonderung, d. h. die Fähigkeit der Körper, sich in Stücke von bestimmter Gestalt trennen zu lassen; die Flächen, welche die

Trennung benennen, werden die Abſonderungsflächen genannt. Die wichtigſten Arten der Abſonderung ſind die ſchalige und die ſtänglige, welche oft der kryſtalliniſch-blättrigen und ſtrahligen Structur ähnlich ſind.

4) Die Cohäſionsverhältniſſe, d. h. die Verhältniſſe des Zuſammenhanges der einzelnen Theilchen der Materie. Bei den feſten Körpern unterſcheidet man in qualitativer Beziehung ſpröde und geſchmeidige; ein ſpröder Körper zerſpringt beim Auffchlagen, Aufſtoßen oder Reiben in kleine Stücke und läßt ſich pulvern, wird daher auch ein pulverifirbarer Körper genannt; ein geſchmeidiger Körper nimmt bedeutende mechaniſche Eindrücke an, ohne zu zerbrechen oder zu zerſtückeln, und läßt ſich daher hämmern, zu Draht ziehen, walzen, prägen u. ſ. w., wird daher auch ein ſtreck- oder dehnbarer Körper genannt. Manche Körper können bei verſchiedener Behandlung ſpröde und geſchmeidig ſein, wie z. B. Schwefel bei gewöhnlicher Temperatur leicht pulveriſirbar iſt, bis 250° C. erhitzt und in Waſſer gegoſſen aber geſchmeidig wird, Zink bei 120 bis 150° ſich zu Draht ziehen, über 200° aber pulvern läßt. Nimmt der Körper mechaniſche Eindrücke an, die aber bei Aufhebung des Druckes wieder verſchwinden, ſo iſt er elaſtiſch. Das quantitativ betrachtete Cohäſionsverhältniß der feſten Körper nennt man die Härte (welche durch Reiben der zu vergleichenden Körper gegen Stahl oder unter einander ermittelt wird), bei flüſſigen Körpern den Flüſſigkeitsgrad; man unterſcheidet dünn- und dickflüſſige Körper.

Die Wirkung der Cohäſionskraft wird zerſtört 1) durch mechaniſche Kräfte, wie durch Pulvern, Feilen u. ſ. w., und 2) chemiſch durch Erhitzen, d. h. durch die Thätigkeit der Wärme.

---

c. Von der Adhäſion und Capillarität.

Eine Modification der Cohäſion iſt die Adhäſionskraft, Flächenanziehung oder Kraft des Anhanges, vermöge welcher gleichartige und ungleichartige Körper, wenn ihre Flächen in möglichſt vielen Punkten ſich berühren, mehr oder weniger ſtark an einander haften oder ſich gegenſeitig anziehen, ohne ein ſtetiges Ganzes zu bilden. Viele Operationen und Erſcheinungen im täglichen und gewerblichen Leben beruhen auf der Flächenanziehung, wie

Digitized by Google

z. B. das Schreiben, Malen, Beſtäuben, Schminken, das Belegen der Spiegel, die Vergoldung, das Leimen, Löthen, Firniſſen u. ſ. w., das Zuſammenhalten geſprungener Gläſer, des aus verſchiedenen geſonderten Körpern beſtehenden Granites u. ſ. w.

Die Flächenanziehung äußert ſich auch zwiſchen Materien von verſchiedener Form, und zwar am deutlichſten zwiſchen ſtarren und tropfbarflüſſigen Körpern. Sie wirkt hier nicht allein der Schwere, ſondern auch der Cohäſion und in einigen Fällen ſogar der chemiſchen Affinität entgegen, und veranlaßt die merkwürdige Erſcheinung, daß verſchiedene Flüſſigkeiten an der Oberfläche verſchiedener feſter Körper in die Höhe ſteigen. Am auffallendſten zeigt ſich dieſes Phänomen, wenn enge offene Glasröhren in Waſſer getaucht werden; letzteres ſteigt in den Röhren bis auf eine beträchtliche Höhe über den äußern Stand des Waſſers, und zwar um ſo höher, je enger die Röhren ſind. Ebenſo wirkt jede andere poröſe ſtarre Materie, z. B. Sandſtein, Ackererde, überhaupt jedes pulverige Haufwerk, Kohle, Flachs, Schwamm, ungeleimtes Papier u. ſ. w. Man nennt dieſe Erſcheinung die Haarröhrchenwirkung, Capillarität oder Capillarwirkung. Sie erklärt uns eine Menge täglicher Operationen und Erſcheinungen, wie z. B. das Aufſaugen und Abtrocknen des Waſſers mittels leinener Zeuge, das Aufſaugen des flüſſigen Brenn- oder Leuchtmaterials an dem Docht, das Aufſaugen des Waſſers in poröſen oder geſpalteten Gebirgsmaſſen, das Aufſteigen des Saftes in den Pflanzen u. ſ. w. Enthalten die Flüſſigkeiten zugleich fremde Stoffe gelöſt, ſo werden dieſe auch häufig von dem poröſen Körper angezogen, wie z. B. das Färben der organiſchen Faſer, die natürliche und künſtliche Reinigung des Trinkwaſſers u. ſ. w. Fälle dieſer Art ſind. Auch dampf- und luftförmige Stoffe werden von den poröſen Körpern angezogen und ſogar verdichtet, eine Erſcheinung, welche die Geruch-zerſtörende Wirkung der Kohle, die düngende Kraft der häufig umgepflügten lockeren und deßhalb vielfach mit der atmoſphäriſchen Luft und der in dieſer enthaltenen fremden Stoffe in Berührung kommenden Ackererde u. ſ. w. erklärt.

Verſchiedene tropfbarflüſſige Körper zeigen gegen einander ebenfalls ein capillares Verhalten, indem ſie ſich zu völlig gleichartigen Flüſſigkeiten vermiſchen laſſen. Daſſelbe Verhalten zeigen auch viele feſte gegen flüſſige Körper, indem ſie von demſelben aufgenommen und aus dem feſten in den flüſſigen Zu-

ſtand übergeführt werden, durch Verdampfen der Flüſſigkeit aber wieder in den früheren Zuſtand erhalten werden können. Man nennt dieſen Act, bei welchem die feſten Körper nur in ihrem Aggregatzuſtand verändert werden, die Löſung. In den meiſten Fällen wird dabei mehr oder weniger Wärme gebunden, d. h. Kälte erregt, wie z. B. beim Löſen verſchiedener Salze in Waſſer, beim Zergehen des Eiſes in Branntwein u. ſ. w., und man benutzt dieſes Verhalten, um niedrige Temperaturgrade zu erregen.

Verſchiedene feſte Subſtanzen haben im feingepulverten Zuſtande die Eigenſchaft, mit irgend einer Flüſſigkeit aufgeſchüttelt, ohne ſich in derſelben zu löſen, vermöge der Adhäſion zwiſchen dem feſten und flüſſigen Körper längere Zeit in der Flüſſigkeit ſuspendirt zu ſein und ſich erſt nach längerer oder kürzerer Zeit vollkommen abzuſetzen. Man benutzt dieſes Verhalten vielfach, wie z. B. beim Schlemmen des Thons, bei der mechaniſchen Zerlegung der Ackererde u. ſ. w., und die Natur zeigt es uns oft im größten Maßſtabe in dem Flußwaſſer, welches durch heftige Regengüſſe die lockeren Theile der Erdoberfläche ſuspendirt enthält und an tiefer gelegenen Orten wieder abſetzt, wodurch oft bedeutende Flüſſe, wenn nicht gehörige Vorſicht zur Entfernung des abgeſetzten Schlammes beachtet wird, für die Schifffahrt untauglich werden können. Sollen, namentlich bei kleinen Quantitäten trüber Flüſſigkeiten, die aufgeſchlemmten Theile ſchneller entfernt werden, ſo benutzt man hierzu das größere Adhäſionsverhältniß des feſten Körpers zu einem anderen feſten poröſen Körper, wie z. B. Leinwand, ungeleimtes Papier, Sand, Bimsſtein u. ſ. w., und läßt die trübe Flüſſigkeit durch denſelben laufen, wobei die trübenden Theile zurückbleiben; dieſe Operation wird das Filtriren oder Durchſeihen genannt.

d. Von der Affinität.

Wird in dem Augenblicke, wo zwei oder mehrere verſchiedene Arten der Materie ſich gegenſeitig durchdringen, Wärme erregt, irgend eine andere Erſcheinung, wie Aufbrauſen, Knall oder Exploſion, Entwicklung von Geruch oder ſonſt etwas der urſprünglichen Materie Fremdes wahrgenommen, dabei die Natur der Materie mehr oder weniger verändert und eine oder mehrere mit neuen Eigenſchaften begabte Subſtanzen erzeugt, ſo iſt dieſes die Wirkung der chemiſchen Anziehung oder Durchdringung, einer Kraft, welche verſchie-

dene Arten der Materie zu einem zuſammengeſetzten Körper zu vereinigen ſtrebt und Verwandtſchaftskraft oder Affinität genannt wird. Alle Arten der irdiſchen Materie ſind mit dieſer Kraft begabt und daher fähig, chemiſch auf einander zu wirken und ſich gegenſeitig zu durchdringen.

Die Bedingungen der chemiſchen Anziehung und Durchdringung, und überhaupt jeder chemiſchen Wechſelwirkung (Reaction) ſind 1) electrochemiſche Differenz, 2) unmittelbare Berührung und 3) Beweglichkeit, d. h. flüſſiger oder luftförmiger Zuſtand der Materie. Sind dieſe Bedingungen gegeben, ſo beginnt die chemiſche Wechſelwirkung faſt augenblicklich, und die verſchiedenen Arten der Materie gehen meiſtens unter Wärme- oder Feuerentwickelung in einander über, vereinigen und homogeniſiren ſich ſo, daß alle phyſiſche und chemiſche Differenz derſelben verſchwindet.

In jedem chemiſchen Verbindungsproceß treten die verſchiedenen Subſtanzen ſtets in beſtimmten quantitativen Verhältniſſen zuſammen, und vereinigen ſich unter verſchiedenen Bedingungen je zwei oder mehrere derſelben in mehr als einem Verhältniß, ſo iſt das zweite, dritte und folgende Verhältniß ſtets ein Vielfaches oder ein aliquoter Theil des erſten. Drückt man daher das erſte Verbindungsverhältniß einer Materie durch irgend eine Zahl aus, ſo müſſen auch die anderen Verbindungsverhältniſſe derſelben Materie Vielfache dieſer Zahl ſein; es verbinden ſich z. B.

14	Gewichtsth.	Stickſtoff	mit	8 (= 1 × 8)	Gewichtsth. Sauerſtoff
14	„	„	„	16 (= 2 × 8)	„ „
14	„	„	„	24 (= 3 × 8)	„ „
14	„	„	„	32 (= 4 × 8)	„ „
14	„	„	„	40 (= 5 × 8)	„ „

Hat eine Materie von einer anderen ſo viel aufgenommen, als ſie unter den gegebenen Bedingungen in ſich aufzunehmen vermag, ſo betrachtet man ſie als mit letzterer geſättigt. Je mehr eine Materie von einer anderen aufzunehmen vermag, deſto größer iſt ihre Sättigungscapacität. Nimmt man die Menge eines Stoffes, welcher die größte Sättigungscapacität beſitzt, als Einheit an, und drückt die kleinſte Menge jeder anderen Materie, die ſich mit derſelben verbindet, durch Zahlen aus, welche ſich auf dieſe Einheit beziehen, ſo ſtellen dieſe Zahlen die Verbindungsverhältniſſe und die Verhältniſſe die

Sättigungscapacität der Stoffe dar. Man nennt dieſe die chemiſchen Verhältnißzahlen, und jede der durch ſie ausgedrückten Größe das Proportional, auch Verhältniß, den chemiſchen Antheil, Maſſentheil, das chemiſche Aequivalent oder, nach einer beſonderen Anſicht, das Atom. Wird der Waſſerſtoff, welcher die größte Sättigungscapacität beſitzt, als Einheit für die Verbindungsverhältniſſe der übrigen einfachen Stoffe angenommen, ſo erhält man (mit Beifügung der lateiniſchen Benennung und chemiſchen Bezeichnung derſelben) folgende Reihe:

Waſſerſtoff	Hydrogenium	= H	=	1,00.
Kohlenſtoff	Carbonium	= C	=	6,00.
Lithonmetall	Lithium	= L	=	6,44.
Beryllmetall	Beryllium	= Be	=	6,968.
Sauerſtoff	Oxygenium	= O	=	8,00.
Bor	Borium	= B	=	10,914.
Magneſiametall	Magnium	= Mg	=	12,651.
Alaunerdemetall	Alumium	= Al	=	13,716.
Stickſtoff	Nitrogenium	= N	=	14,00.
Schwefel	Sulphur	= S	=	16,00.
Fluor	Fluorium	= F	=	18,834.
Kalkmetall	Calcium	= Ca	=	20,00.
Kieſel	Silicium	= Si	=	22,221.
Natronmetall	Natrium	= Na	=	22,973.
Titan	Titanium	= Ti	=	24,332.
Chrom	Chromium	= Cr	=	26,271.
Mangan	Manganium	= Mn	=	27,716.
Eiſen	Ferrum	= Fe	=	28,00.
Kobalt	Cobaltum	= Co	=	29,568.
Nickel	Nicolum	= Ni	=	29,622.
Phosphor	Phosphorus	= P	=	31,436.
Kupfer	Cuprum	= Cu	=	31,728.
Yttererdemetall	Yttrium	= Y	=	32,254.
Zink	Zincum	= Zu	=	32,528.
Zirkonmetall	Zirconium	= Zr	=	33,67.

Chlor	Chlorium	= Cl	=	35,463.
Lanthan	Lanthanium	= La	=	37,15.
Kalimetall	Kalium	= K	=	39,115.
Selen	Selenium	= Se	=	39,631.
Strontianmetall	Strontium	= Sr	=	43,841.
Cer	Cerium	= Ce	=	46,051.
Molybdän	Molybdaenium	= Mo	=	47,96.
Ruthen	Ruthenium	= Ru	=	52,163.
Rhodium	Rhodium	= R	=	52,196.
Palladium	Palladium	= Pd	=	53,359.
Cadmium	Cadmium	= Cd	=	55,833.
Zinn	Stannum	= Sn	=	58,92.
Thorerdemetall	Thorium	= Th	=	59,646.
Uran	Uranium	= U	=	60,00.
Tellur	Tellurium	= Te	=	64,25.
Barytmetall	Baryum	= Ba	=	68,64.
Vanadin	Vanadium	= V	=	68,578.
Arſen	Arsenium	= As	=	75,329.
Brom	Bromium	= Br	=	80,00.
Tantal	Tantalium	= Ta	=	92,448.
Wolfram	Wolframium	= W	=	94,795.
Platin	Platinum	= Pt	=	98,841.
Irid	Iridium	= Ir	=	98,841.
Osmium	Osmium	= Os	=	99,722.
Queckſilber	Hydrargyrum	= Hy	=	100,00.
Blei	Plumbum	= Pb	=	103,571.
Wismuth	Bismuthum	= Bi	=	106,60.
Silber	Argentum	= Ag	=	108,00.
Jod	Iodium	= I	=	126,845.
Antimon	Stibium	= Sb	=	129,243.
Gold	Aurum	= Au	=	196,665.
Didym	Didymium	= D	=	?
Erbin	Erbinium	= E	=	?

Niob	Niobium	= Nb =	?
Pelop	Pelopium	= Pe =	?
Terbin	Terbinium	= Tb =	?
Norin	Norium	= No =	?

Dieſe in Folge der genauen wiſſenſchaftlichen Unterſuchungen ermittelten Verhältnißzahlen haben für den techniſchen Chemiker einen großen Werth, indem ſie zugleich die abſoluten Gewichtsverhältniſſe angeben, in welchen die Stoffe vereinigt, oder durch welche Verbindungen getrennt werden ſollen. Will er z. B. Schwefelſilber bereiten, ſo erſieht er aus obiger Tabelle, daß auf 108 Gewichtstth. Silber 16 Gewichtstth. Schwefel erforderlich ſind, und will er dieſes Schwefelſilber wieder zerlegen, d. h. das Silber abſcheiden, was durch Eiſen ſich bewerkſtelligen läßt, ſo ſind auf 124 Gewichtstth. Schwefelſilber 28 Gewichtstth. Eiſen nothwendig (vergl. unten).

Am merkwürdigſten ſtellen ſich die Verbindungsverhältniſſe zwiſchen Luftarten dar, und hier kann als feſtes Geſetz hingeſtellt werden: „luftförmige Körper verbinden ſich in einfachen Raumverhältniſſen, und das Product der Verbindung — wenn es ſelbſt wieder von luftförmiger Beſchaffenheit iſt, oder in dieſen Zuſtand übergeführt werden kann — ſteht in einem einfachen Verhältniß zu den Beſtandtheilen, denn es iſt entweder gleich dem Raume beider in Verbindung getretenen Körper oder es hat eine Verdichtung erlitten.“ Bis jetzt kennt man von dieſem Geſetze nur eine Ausnahme, nämlich daß das in Gas verwandelte Product der Verbindung zwiſchen Queckſilber und Schwefel einen größeren Raum einnimmt, als beide Körper in Dampfform zuſammen einnehmen.

Die verſchiedenen Arten der Materie ziehen ſich gegenſeitig nicht mit gleicher Stärke an und ſie ſind daher vermögend, ſich einander aus beſtehenden Verbindungen abzuſcheiden. Kommt z. B. ein aus zwei differenten Stoffen a und b zuſammengeſetzter Körper mit einem Stoffe c in Berührung, welcher b ſtärker anzieht, als dieſer von a angezogen wird, wie in dem oben angeführten Beiſpiele der Schwefel im Schwefelſilber durch Eiſen, ſo verbindet ſich c mit b und a wird abgeſtoßen. Dieſes verſchiedene chemiſche Verhalten der Stoffe und ihrer Verbindungen wird die einfache Wahlverwandtſchaft

genannt, und macht es möglich, da auch eine Verbindung zweier Stoffe auf eine andere Verbindung, die aus bereits zuſammengeſetzten Körpern beſteht, auf gleiche Weiſe wirken kann, die zuſammengeſetzten Körper in ihre Beſtandtheile zu zerlegen, d. h. ſie chemiſch zu analyſiren.

Zwei differente Subſtanzen a und b, welche ſich gegenſeitig ſehr ſtark anziehen, verbinden ſich unter gewiſſen Bedingungen auch dann mit einander, wenn jeder derſelben bereits mit einer anderen Materie, z. B. a mit c und b mit d verbunden iſt. Beide Verbindungen zerſetzen ſich wechſelſeitig ſo, daß zwei neue Zuſammenſetzungen entſtehen. Bedeutet a Schwefel und b Queckſilber, c aber Antimon und d Chlor, alſo ac Schwefelantimon und bd Chlorqueckſilber, und erhitzt man beide Verbindungen mit einander in den gehörigen Gewichtsverhältniſſen, ſo tritt alles Chlor des Chlorqueckſilbers an das Antimon des Schwefelantimons zu Chlorantimon, und das Queckſilber mit dem Schwefel zu Queckſilber zuſammen. Man nennt dieſen Act der chemiſchen Reaction die doppelte Wahlverwandtſchaft. Sind die in Wechſelwirkung tretenden Verbindungen neutral, ſo ſind auch die Producte dieſer Wechſelwirkung neutral.

Zwei differente Subſtanzen a und b, von denen a bereits mit einer anderen Subſtanz d verbunden iſt, ziehen ſich dann nur an, wenn ein dritter Körper c gleichzeitig vorhanden iſt, der eine große Neigung hat, ſich mit der aus a und b entſtehenden Verbindungen zu vereinigen. Man nennt dieſen Act der chemiſchen Reaction die prädisponirende Verwandtſchaft; ein Beiſpiel hierfür gibt das Verhalten des Zinks gegen das Waſſer, welches aus Waſſerſtoff und Sauerſtoff beſteht; das Zink hat eine Verwandtſchaft zum Sauerſtoff, vermag aber denſelben nicht aus dem Waſſer anzuziehen; wird aber dem Waſſer, welches mit Zink in Berührung iſt, Schwefelſäure zugeſetzt, welche eine ſtarke Verwandtſchaft zu der Verbindung des Zinks mit Sauerſtoff hat, ſo zieht erſteres letzteres aus dem Waſſer an, Zinkoxyd damit bildend, welches ſich nun mit der Schwefelſäure verbindet, während der Waſſerſtoff als ein gasförmiger Körper abgeſchieden wird.

Die Erſcheinungen der Wahlverwandtſchaften werden in manchen Fällen 1) durch die relativen Mengen der auf einander wirkenden Stoffe, 2) durch die prädisponirende Affinität des Löſungsmittels, und 3) durch Wärme abgeändert, was man die wechſelſeitige Verwandtſchaft oder die reciproke Af-

finität nennt. So bildet ſich beim Leiten von Waſſerdämpfen, die aus Sauerſtoff und Waſſerſtoff beſtehen, über glühendes Eiſen unter Abſcheidung von Waſſerſtoff Eiſenoxyd, d. h. die Verbindung des Eiſens mit Sauerſtoff; wird aber über dieſe erhitzte Verbindung Waſſerſtoff geleitet, ſo zieht dieſer wieder den Sauerſtoff an, und es entſteht unter Abſcheidung von metalliſchem Eiſen Waſſer. Für den zweiten Fall giebt das Verhalten zwiſchen Eſſigſäure und kohlenſaurem Kali ein Beiſpiel; wird kohlenſaures Kali mit verdünnter Eſſigſäure in Berührung geſetzt, ſo entweicht die Kohlenſäure des erſteren und es entſteht eſſigſaures Kali; wird dieſes im trocknen Zuſtande in Weingeiſt gelöſt und durch die Löſung Kohlenſäure geleitet, ſo verbindet ſich dieſe wieder mit dem Kali zu kohlenſaurem Kali, welches ſich als in Weingeiſt unlöslich abſcheidet, während die Eſſigſäure in den Weingeiſt gelöſt bleibt. Für die Umänderung der Wahlverwandtſchaft durch die Veränderung der Temperatur giebt das Verhalten des Chlornatriums und der ſchwefelſauren Magneſia ein practiſches Beiſpiel; beide Körper in Waſſer gelöſt und vermiſcht, bei gewöhnlicher oder erhöhter Temperatur verdunſtet, geben immer die urſprünglichen Beſtandtheile; wird aber die gemiſchte Löſung der Temperatur des gefrierenden Waſſers ausgeſetzt, ſo nimmt das Natrium den Sauerſtoff und die Schwefelſäure der ſchwefelſauren Magneſia zu ſchwefelſaurem Natron, und das Magnium der letzteren das Chlor des Chlornatriums zu Chlormagnium auf; das ſchwefelſaure Natron kryſtalliſirt aus, während das Chlormagnium in der Mutterlauge bleibt. Läßt man beide Salze aber in höhere Temperatur kommen, ſo entſteht wiederum Chlornatrium und ſchwefelſaure Magneſia. Man benutzt dieſes Verhalten auf Salinen, um aus der auf dieſen abfallenden Mutterlauge nach Belieben ſchwefelſaure Magneſia oder ſchwefelſaures Natron zu erhalten.

Manche Erſcheinungen der Affinität zweier Körper werden durch die Gegenwart eines dritten Körpers eingeleitet, welcher aber ſelbſt nicht Verbindungen eingeht oder eine Veränderung erleidet; man nennt Erſcheinungen dieſer Art Contacterſcheinungen. Fälle dieſer Art ſind die Verbindung des Waſſerſtoffes und Sauerſtoffes bei der Gegenwart von Platin, die Verbindung der Stärkmehlelemente mit den Waſſerelementen zu Zucker beim Kochen mit Schwefelſäure, die Bildung von Eſſigſäure und Waſſer aus Weingeiſt und Sauerſtoff bei Gegenwart von Platinmohr u. ſ. w.

B. Von der ätherischen Materie.

Jede Art der irdischen Materie ist träge, d. h. es kann keine derselben ohne eine bewegende Kraft aus dem Zustand der Ruhe in den Zustand der Thätigkeit oder Bewegung versetzt werden. Diejenigen Kräfte, welche die irdische Materie zur chemischen Thätigkeit bestimmen, sind Wärme, Licht und Electricität (und Magnetismus); diese heißen deßhalb auch chemische Potenzen. Sie sind von ätherisch-materieller Natur, strahlend (auch schwingend, wie Wärme, und Licht, oder strömend, wie Electricität und Magnetismus) und weder wägbar, noch sperrbar, werden darum auch unwägbare oder unsperrbare Stoffe, Imponderabilien, genannt.

---

a. Von der Wärme.

Man nennt Wärme, auch Wärmestoff, diejenige ätherische Materie, deren Schwingungen oder Strahlen die Eigenschaft haben, in uns das Gefühl von Wärme, in einer andern Weise aber gesteigert das Gefühl von Kälte zu erregen, wonach Kälte und Wärme nichts Entgegengesetztes, sondern Wirkungen derselben Materie in ungleicher Steigerung sind. Im engeren Sinne bezeichnen wir mit Wärme, was über dem Gefrierpunkt des Wassers bis zu den stärksten Hitzgraden liegt.

Die Wärme ist auf unserem Planeten überall verbreitet und ein Bedingniß für das Leben, jede Bewegung und Thätigkeitsäußerung, wirkt demnach neben dem Licht als die thätigste unter den ätherischen Materien und wird dadurch wahrgenommen, daß sie die Kraft besitzt, die Körper auszudehnen und bei Steigerung viele derselben in ihrem Aggregatzustand zu verändern. Die Wärme wird erregt 1) beim Reiben, Stoßen oder Schlagen zweier Körper mit- oder gegeneinander, wie z. B. die Wilden durch Reiben zweier Stücke Holz Wärme und Feuer zu erregen, Schmiede durch geschicktes Hämmern einen Nagel bis ins Glühen zu versetzen wissen, die Büchsen von Wagenrädern, wenn sie nicht gehörig geschmiert sind, beim schnellen Fahren bis zur Entzündung erhitzt werden, Luft in einem eingeschlossenen Raum rasch zusammengepreßt damit in Berührung stehenden Zunderschwamm entglimmt u. s. w.; 2) bei den

im Bereiche der Natur fortwährend vorgehenden Verbindungen, namentlich durch den Verbrennungsproceß, welcher häufig nur deßhalb vorgenommen wird, um uns Wärme zu erregen; 3) durch den Proceß der Respiration von Thieren und Pflanzen, wie z. B. in mit Menschen angefüllten geschlossenen Räumen durch die von jenen ausströmende Wärme die Temperatur bis zur Schwüle gesteigert wird; 4) durch die electrische Strömung und 5) durch die capillare Wirkung poröser Körper auf Flüssigkeiten und Luftarten, wie z. B. durch Regen benäßte Ackerkrume eine höhere Temperatur zeigt, als trockene bei derselben Luftwärme, der Platinmohr frisch bereitet und von der Flüssigkeit getrennt durch die Absorption von Sauerstoffgas sich stark erwärmt u. s. w. Als Hauptursache der an der Erdoberfläche fühlbaren Wärme betrachten wir aber die Sonne, welche neben den Lichtstrahlen Wärmestrahlen ausgiebt. Außerdem besitzt die Erde an und für sich Wärme, die zwar an der Erdoberfläche wenig fühlbar ist, aber sich in einiger Tiefe und besonders durch die an manchen Orten hervorkommenden heißen Quellen kundgiebt.

Die Wärme bewegt sich in ihrem freien Zustande strahlend*) nach den Gesetzen und mit der Geschwindigkeit des Lichtes, und durchdringt mehr oder weniger leicht alle festen und tropfbar- oder elastisch-flüssigen Körper; sie wird aber von diesen in ihrer strahlenden Bewegung gehemmt, d. h. sie bewegt sich durch dieselben langsam, gleichsam kriechend; das ist, was man die Wärmeleitungskraft der Körper nennt. Die wärmeleitende Kraft der Körper ist verschieden, weßhalb man gute und schlechte Wärmeleiter unterscheidet. Die besten Wärmeleiter sind die Metalle, weßhalb Zimmer durch eiserne Oefen schneller durchgeheizt werden, die schlechtesten trockene organische Substanzen mit glänzender Oberfläche, wie z. B. Wolle, Seide, Federn, Haare u. s. w., welche die Wärme gar nicht leiten, gewissermaßen als Isolatoren derselben be-

*) Bringt man zwischen zwei hohle Metallspiegel, die in einer gewissen Entfernung von einander stehen, der Mitte des einen Spiegels gegenüber eine glühende Kohle und genau in derselben Entfernung der Mitte des andern Spiegels gegenüber die Kugel eines Thermometers, so wird in diesem durch die von dem anderen Spiegel zurückgeworfenen Wärmestrahlen alsbald eine bedeutende Temperaturerhöhung wahrgenommen werden. Auf diese Weise läßt sich auch die Ofenwärme in Zimmern auf jedem beliebigen Ort des Zimmers zusammenhäufen, wenn man hinter dem Ofen einen glänzenden, gehörig gebogenen und beweglichen Blechschirm anbringt. Für größere Zimmer, worin ein Einzelner arbeitet oder studirt, wäre dieses mit einer bedeutenden Brennmaterialienersparniß verbunden, indem die aus einem kleinen Ofen ausstrahlende Wärme nach der arbeitenden oder studirenden Person geleitet werden und sich nur theilweise dem übrigen Zimmerraum mittheilen könnte.

trachtet werden können und deßhalb zu allerlei Kleidungsſtücken verarbeitet dazu dienen, bei kühler oder kalter Witterung die thieriſche Wärme möglichſt zurückzuhalten, aber auch Schutz gegen hohe Sommerwärme gewähren, wie z. B. Pelzkleidungsſtücke mit dem Haarwerk nach Innen getragen gegen Kälte, mit den Haaren nach Außen getragen gegen äußere Hitze ſchützen. Trockene erdige Körper ſind ebenfalls keine guten Leiter der Wärme und halten dieſelbe, wenn ſie einmal davon durchdrungen ſind, lange zurück; man benutzt deßhalb bei Feuerungen erdiges Material, wie z. B. gebrannten Thon, um in demſelben die Hitze entweder, wie bei Schmelz- und Glühарbeiten, möglichſt zu concentriren oder, wie bei Stubenöfen, dieſelbe nur langſam aber gleichmäßig abgeben zu laſſen. Eiſerne Oefen werden deßhalb mit Lehm oder Thon ausgekleidet oder mit einem Mantel umgeben, deſſen Zwiſchenraum mit ausgelaugter trockener Holzaſche (einem ſehr ſchlechten Wärmeleiter) ausgefüllt wird. Auch tropfbar- und elaſtiſch-flüſſige Körper ſind ſchlechte Wärmeleiter, werden aber von der eindringenden Wärme in ſtrömende Bewegung gebracht, weil ſie durch dieſelbe ausgedehnt oder ſpecifiſch leichter werden.

Die Wärme hat eine Neigung, ſich nach dem Himmelsraume hin zu bewegen oder der Erde zu entfliehen, was ſich beſonders an heiteren Wintertagen oder mondhellen Nächten äußert. Lufttrübende Mittel, z. B. Wolken, Rauch u. ſ. w. wirken dieſer Bewegung entgegen; ſo ſteigt die Temperatur in kalten Wintertagen bemerklich, wenn ſich in der Luft Nebel oder Wolkenſchichten bilden; größere Anpflanzungen leicht erfrierender Geſträucher laſſen ſich bei hellen Frühjahrsnächten, wo Froſt zu befürchten iſt, durch den Dampf von glimmendem naſſen Holz, welcher von der Windſeite herſtreicht, einzelne Pflanzen durch Bedecken mit einem Flortuch ſchützen.

Die Wärme wird von einem Körper einem anderen mitgetheilt und ſie macht daher die Körper, in welcher ſie ſich anhäuft, wärmend. Das Uebergehen der Wärme von einem Körper zum andern dauert ſo lange, bis beide zu einer gleichen Temperatur, d. h. zu einer gleichen Wärmethätigkeit gelangt ſind. Die verſchiedenen Körper erfordern jedoch eine verſchiedene Summe von Wärme, um zu gleichen Graden der Temperatur zu gelangen, d. h. ſie haben eine verſchiedene Wärmecapacität; man nennt die verhältnißmäßige Wärme, welche eine Gewichtseinheit eines Körpers bedarf, um die Temperatur deſſelben um

einen Grad zu verändern, die *specifische Wärme* des Körpers, wobei man die des Wassers = 1 setzt. 1 Pfund Wasser von 0° und 1 Pfund Wasser von 36° mit einander vermischt geben 2 Pfund Wasser von 18°; aber 1 Pfund Wasser von 0° mit 1 Pfund Eisen von 36° in Berührung gesetzt, wird auf die Temperatur von 4° gebracht; es sind demnach 32° Wärme verschwunden und ist die specifische Wärme des Eisens 0,125, denn es sind 8° Wärme des Eisens = 1° Wärme des Wassers.

Die eigenthümliche Wirkung der Wärme ist die, daß sie die Körper ausdehnt und nach allen Richtungen vergrößert. Diese Ausdehnung ist je nach der Natur der Substanzen sehr verschieden, nicht bloß in dem Grade, sondern auch nach dem Gesetze, welchem dieselbe folgt; so werden z. B. vom Thaupunkt bis zum Siedpunkt des Wassers oder von 0° bis 100° C ausgedehnt

100	Raumtheile	irgend einer Luftart	auf 137,5	Raumtheile
100	„	Wasser	„ 104,5	„
100	„	Quecksilber	„ 101,835	„
100	„	Eisen oder Stahl	„ 100,111	„
100	„	Glas oder Platin	„ 100,085	„

Da nun die Körper durch die Wärme in ihrem Raum vergrößert werden, so muß auch deren specifisches Gewicht durch die Erhöhung der Temperatur jedesmal geringer werden, was sich besonders dem Auge deutlich zeigt, wenn Wasser in einem gläsernen Gefäß gegen das Licht gehalten erhitzt wird, wobei fortwährend durch die Hitze ausgedehnte und das Licht auch anders brechende Strömungen nach oben stattfinden, bis das Sieden eintritt.

Die Ausdehnung der festen Körper durch die Wärme ist bei der Construction verschiedener Apparate und Maschinen sehr zu berücksichtigen, um kein Zersprengen oder keine Störung in dem Gang der Maschine hervorzubringen. Soll z. B. in Glas ein Metall eingeschmolzen werden, wie in Eudiometer, so muß hierzu Platin verwendet werden, weil es durch die Wärme auf gleiche Weise wie das Glas ausgedehnt wird; würde Eisen eingeschmolzen werden, so wäre eine Ablösung schon bei der Abkühlung oder eine Zersprengung des Glases bei einer Temperaturerhöhung zu befürchten. Auch für den richtigen Gang der Maschinen muß genau ermittelt werden, um wie viel sich die einzelnen Theile derselben bei gewissen Temperaturerhöhungen ausdehnen.

Die Gewalt, mit welcher ſich die Körper durch die Wärme, namentlich aber die gas- und dunſtförmigen Körper ausdehnen, iſt ſo groß, daß oft die ſtärkſten Gefäße derſelben nicht widerſtehen, wenn ſie feſt verſchloſſen damit erhitzt werden. Auch das Zerſpringen feſter Körper durch die Wärme iſt eine Folge der in ihnen ſtattfindenden und zwar ungleichmäßigen Ausdehnung; erhitzt man z. B. ein ſtarkes Glas von unten, ſo wird der zunächſt liegende Theil zuerſt ausgedehnt, während der obere Theil in ſeiner urſprünglichen Dichte verharrt und dadurch im Innern des Glaſes eine Spannung entſteht, wodurch das Zerſpringen veranlaßt wird. Wird hingegen das Glas nur allmälig erwärmt oder iſt es ſehr ſchwach, wo ſich die Wärme raſch durch daſſelbe verbreiten kann, ſo tritt keine ungleiche Spannung und kein Zerſpringen ein.

Die Eigenſchaft der Wärme, die Körper auszudehnen, benutzt man, um die Grade der Wärmethätigkeit ſelbſt zu ermitteln; die dazu dienenden Inſtrumente heißen Thermometer oder Wärmemeſſer. In denſelben dient entweder, wie bei den gewöhnlichen, Queckſilber oder, bei Temperaturgraden unter dem Gefrierpunkt des Queckſilbers, gefärbter Weingeiſt oder, bei ſehr kleinen Temperaturabweichungen oder bei ſehr hohen Temperaturgraden, Luft zur Ermittelung der Temperatur.[2])

Dringt die Wärme in großer Menge in ſtarre oder tropfbarflüſſige Körper ein, ſo erleiden dieſe eine Veränderung ihres Aggregatzuſtandes; ſtarre Körper werden flüſſig und tropfbarflüſſige werden dunſt- oder luftförmig. Das Flüſſigwerden der Körper durch den Einfluß der Wärme nennt man das Schmelzen und der Temperaturgrad, bei welchem dieſes ſtattfindet, den Schmelzpunkt, welcher ein beſtändiger und von äußeren Einflüſſen unabhängiger Punkt iſt. Nach der Fähigkeit der Körper, mehr oder minder leicht oder gar nicht zu ſchmelzen, unterſcheidet man leicht-, ſchwer- und nichtſchmelzbare Körper. Wird die Schmelzung eines Körpers vorſichtig unternommen, ſo ſteigt die Temperatur des flüſſig gewordenen Theiles nicht eher über den Schmelzpunkt, bis die letzte Quantität des Körpers flüſſig geworden iſt, woraus hervorgeht, daß eine Quantität Wärme von dem ſchmelzenden Körper verſchluckt wird, ohne ſich dem Thermometer wahrnehmbar zu machen; man nennt dieſes Verſchlucken der Wärme das Binden oder Latentwerden der Wärme; worüber ein Mehreres unten. Ueberläßt man die geſchmolzenen

Körper der Abkühlung, ſo erſtarren ſie wieder und zwar um ſo raſcher, je ſchneller die Abkühlung ſtattfand; geſchieht die Abkühlung in der Ruhe, wobei zugleich bei den meiſten Körpern eine größere Regelmäßigkeit in der Struetur, nämlich die kryſtalliniſche Form erzeugt wird, ſo können ſich die Körper noch unter ihren Schmelzpunkt abkühlen, ohne zu erſtarren, und manche können in glatten Gefäßen längere Zeit unter ihrem Erſtarrungspunkt flüſſig bleiben, bis ſie plötzlich durch Bewegung oder durch Berührung mit einem rauhen Körper erſtarren, wie z. B. Waſſer in Glasflaſchen oft bis auf — 10° abgekühlt erſt beim raſchen Heben oder beim Einwerfen eines Sandkorns gefriert, d. h. feſt wird. In letzterem Fall wird die gebundene Wärme ſo raſch in Freiheit geſetzt, daß ſie durch Schmelzen eines Theiles des bereits erſtarrten Körpers oder durch das Thermometer wahrnehmbar wird, wie z. B. bei langſam abgekühltem Talg durch plötzliches Feſtwerden der feſte Theil wieder ſchmilzt, oder die Temperatur des auf — 10° abgekühlten Waſſers beim Erſtarren deſſelben auf nahe 0° ſteigt. Beim langſamen Feſtwerden der geſchmolzenen Körper erfolgt aber das Freiwerden der gebundenen Wärme ſo langſam, daß ſie meiſt nicht wahrgenommen wird.

Das Dunſt- oder Luftförmigwerden flüſſiger oder auch feſter Körper nennt man das Verdampfen oder Verflüchtigen. Dieſes findet in zweierlei Weiſe ſtatt, nämlich entweder nur von der Oberfläche der Körper aus als Verdunſtung oder auch aus dem Inneren als Sieden; Körper, welche ſich verdampfen laſſen, heißen flüchtige, diejenigen aber, welche nicht verdampfen, feuerbeſtändige oder nichtflüchtige Körper. Jedoch laſſen ſich bei ſehr hohen Temperaturgraden Körper verflüchtigen, die man gewöhnlich als feuerbeſtändige betrachtet, wie z. B. Kohle, Eiſen, Kupfer oder Platin, und nennt dieſe wohl auch ſchwerflüchtige Körper, ſolche aber, welche ſchon bei gewöhnlicher Erhitzung oder in noch niedrigerer Temperatur verdunſten, leichtflüchtige Körper.

In Beziehung auf die leichtflüchtigen Körper iſt die Maſſe ihrer Verdunſtung abhängig von der Größe des dieſelben umgebenden Raumes und von der Temperatur der einwirkenden Wärme, ſo wie auch bei verſchiedenen Körpern von dem Grade ihrer Ausdehnſamkeit. Fördernd oder hemmend wirken auf die Verdunſtung: Abweſenheit oder Vorhandenſein von Luft, geringerer

oder größerer Luftdruck, bewegte oder ſtille Luft, d. h. geringere oder größere Sättigung der Luft mit den verdunſteten Theilen des verdampfenden Körpers und Vergrößerung oder Verkleinerung ſeiner Oberfläche. Dieſe Umſtände müſſen zum Theil bei Anſtalten, die ſich auf die freiwillige, d. h. ohne künſtliche Erwärmung eingeleitete Verdunſtung des Waſſers baſiren, berückſichtigt werden. So leitet man ſchwache Soolen, d. h. Kochſalzwaſſer und auch Bitterſalzwaſſer über hohe aus Dornen beſtehende Wände (Gradirwerke), welche dem herrſchenden Winde ausgeſetzt ſind, wo durch die vielfache Oberfläche und durch die bewegte Luft der größte Theil des Waſſers verdunſtet; die Baſſins für die Seeſalzgewinnung werden möglichſt flach angelegt, damit die Waſſermaſſe eine verhältnißmäßig große Oberfläche erhält u. ſ. w.

Die Menge der Wärme, welche beim Verdunſten gebunden wird, ſteht immer in demſelben Verhältniſſe zu der Maſſe des gebildeten Dunſtes, die Temperatur mag hoch oder niedrig ſein und der Raum, welcher über einer verdampfbaren Flüſſigkeit befindlich iſt, enthält ſtets ſo viel Dampf von derſelben aufgelöſt, als bei der ſtattfindenden Temperatur möglich iſt, d. h. er iſt für die ſtattfindende Temperatur mit Dampf geſättigt und nimmt mehr davon auf, wenn die Temperatur ſteigt oder entläßt einen Theil, wenn die Temperatur ſinkt. Findet die Verdunſtung ſehr raſch ſtatt, wobei den umgebenden Gegenſtänden viel Wärme entzogen wird, ſo wird die Temperatur ſo niedrig, daß ein Theil der verdunſtenden Flüſſigkeit entweder ſtark abgekühlt oder zum Erſtarren gebracht wird, wie z. B. Waſſer unter die Glocke einer Luftpumpe neben Schwefelſäure gebracht und die Glocke entleert, ſo weit abgekühlt wird, daß es zu Eis erſtarrt. Man benutzt dieſes Verhalten in heißen Ländern, um Getränke abzukühlen und Eis zu bereiten, wie z. B. in Spanien die ſogenannten Alkarrazas, Geſchirre von gebranntem poröſen Thon, faſt in jeder Haushaltung benutzt werden, um Getränke darin aufzubewahren, welche zum Theil durchſchwitzen, und wegen der rauhen Oberfläche der Außenſeite daſelbſt ſchnell verdunſten, wodurch der innere Theil des Getränkes durch die ihm entzogene Wärme ſtark abgekühlt wird. Auch Umwickeln der Trinkgefäße mit rauhen Körpern und Befeuchten derſelben mit Waſſer bringt eine wenn auch ſchwächere Abkühlung des Getränkes hervor. In Oſtindien bereitet man Eis bei einer Temperatur von + 8 bis 10° C, indem man Waſſer in flachen

Behältern, welche durch einen schlechten Wärmeleiter (Stroh und dergl.) gegen den Einfluß der Erdwärme geschützt ist, bei mondhellen Nächten ins Freie stellt. Durch die Bindung der Wärme bei der Verdunstung wird es leicht erklärlich, warum nach stattgefundenem Regen durch die diesem folgende Verdunstung die Temperatur mitunter sehr stark abgekühlt wird, und weßhalb sich Zimmer im Sommer durch Besprengen mit Wasser abkühlen lassen. Am bedeutendsten ist jedoch das Sinken der Temperatur beim Verdunsten solcher Flüssigkeiten zu beobachten, welche eine starke Ausdehnsamkeit besitzen, wie z. B. der Aether, die flüssige schwefelige Säure und insbesondere die flüssige Kohlensäure, welche letztere beim Verdunsten eine solche Masse von Wärme bindet, daß ein Lufttthermometer auf — 100 sinkt und ein Theil derselben selbst fest wird. Diese abkühlenden Mittel sind aber nur von wissenschaftlichem Interesse, da sie für den gewöhnlichen Gebrauch zu kostspielig sind.

Das Verdampfen der Körper aus dem Inneren, welches das Sieden genannt wird, besteht in der Bildung dunstförmiger Theilchen eines flüssigen Körpers, welche diesen als Blasen durchströmen, die im Anfang durch die kälteren Theile des flüssigen Körpers abgekühlt werden und mit einem gewissen Geräusch zusammenfallen, später aber, nachdem die Flüssigkeit gleichmäßig durchgewärmt ist, ungehindert durch diese gehen und wiederum anfangs auf deren Oberfläche schnell zerspringende Blasen bilden, bis der über der Flüssigkeit befindliche Raum die Temperatur der siedenden Flüssigkeit erlangt hat und die Ausdehnsamkeit des Dampfes dem auf ihm ruhenden Luftdrucke das Gleichgewicht halten kann, wo dann die ganze Oberfläche der Flüssigkeit im Wallen erscheint, was man den Siedepunkt nennt. Da aber der Druck der Luft veränderlich ist und demnach der Dampf einen größeren oder geringeren Druck zu überwinden hat, so ist auch der Siedepunkt ein veränderlicher und nur für einen constanten Luftdruck ein beständiger. Bei vermindertem Luftdruck liegt auch der Siedepunkt einer Flüssigkeit niedriger und sie siedet deßhalb auf Bergen, wo ein geringerer Luftdruck stattfindet als in der Tiefe, oder bei künstlich vermindertem Luftdruck früher, bei stärkerem natürlichen oder künstlichen Luftdruck aber später, als bei dem Normalsiedepunkte, der allgemein für einen Luftdruck von 28 Pariser Zoll Quecksilberhöhe im Barometer bestimmt ist. In manchen Fällen ist es nothwendig, den Siede-

punkt einer Flüſſigkeit zu vermindern aber zu vermehren, wie z. B. in den Zuckerſiedereien jetzt faſt allgemein durch Anwendung der ſogenannten Vacuumpfannen die Löſung des Zuckers bei einer weit niedrigeren Temperatur zum Sieden gebracht und dadurch einer theilweiſen Zerſetzung des Zuckers vorgebeugt wird, während man ſich hingegen ſtarker verſchloſſener, mit Sicherheitsventilen verſehener Keſſel bedient, um durch den Druck des gebildeten Dampfes den Siedepunkt zu erhöhen und einerſeits, wie im Papin'ſchen Topfe, ſiedende Flüſſigkeit bei einer höheren Temperatur auf gewiſſe Körper, andererſeits aber, wie in den Dampfkeſſeln, durch die vergrößerte Spannung des Dampfes eine gewiſſe Kraft wirken zu laſſen.

Die Wärme wird beim Sieden flüchtiger Flüſſigkeiten in weit größerer Menge gebunden, als beim Schmelzen feſter Körper, und dieſes iſt die Urſache, weßhalb ſich die Temperatur der Flüſſigkeit beim Sieden derſelben in offenen Gefäßen nicht über den Siedepunkt jener erhöht. Die Größe der Wärmebindung hat man bis jetzt am genaueſten beim Eis und Waſſer unterſucht und dabei gefunden, daß zum Schmelzen von 1 Pfund Eis von 0° zu Waſſer von 0° eben ſo viel Wärme erforderlich iſt, als 1 Pfund Waſſer von 0° bedarf, um auf + 75° erwärmt zu werden, und daß 1 Pfund Eis von 0° und 1 Pfund Waſſer von 75° C mit einander vermiſcht 2 Pfund Waſſer von 0° geben, hingegen, daß 1 Pfund Waſſer bei der ſiedenden Verdampfung ſo viel Wärme bindet, um mit ſeinem Dampf 5 Pfund eiskaltes Waſſer bis auf 100° erhitzen zu können. Die verhältnißmäßig noch immer große Menge von Wärme, welche beim Schmelzen des Eiſes gebunden wird, macht es erklärlich, weßhalb größere Eismaſſen im Frühjahr, ſelbſt bei einer nicht zu niedrigen Temperatur, ſo lange Zeit zum Aufthauen bedürfen und weßhalb das Eis zur Abkühlung der Getränke und eingeſchloſſener Räume nutzbar iſt und dazu verwendet wird. Die gebundene Wärme des Dampfes von ſiedendem Waſſer wird hingegen zum Erhitzen von Waſſer bis auf den Siedepunkt oder zum Dampfkochen, auch zum Heizen, Trocknen u. ſ. w. benutzt.

Iſt irgend ein Raum mit einem Dampf geſättigt, ſo verdichtet ſich der größte Theil deſſelben zu Flüſſigkeit, wenn die Temperatur vermindert wird und es entſteht, wenn der Raum verſchloſſen, eine Luft- oder Dampfverdünnung deſſelben; die Flüſſigkeit kommt aber alsbald wieder zum Sieden, wenn ſie ſelbſt wärmer iſt,

als der luftverdünnte Raum. Da beim Verdichten des Dampfes Wärme frei wird und die umgebenden Gegenstände dadurch selbst sehr stark erhitzt werden können, so muß man für gewisse Zwecke, wie z. B. bei den Destillirapparaten, dieselben abzukühlen suchen; es wird der aus der Blase oder Retorte kommende Dampf in ein metallenes oder gläsernes Kühlrohr geleitet, welches von kaltem Wasser umgeben ist, das bei der durch die Dampfverdichtung bewirkten Erwärmung von unten herauf durch kaltes Wasser ersetzt wird. Für die Einrichtung einer guten Destillirblase ist es nothwendig, daß dieselbe mehr weit als hoch und mit einer verhältnißmäßig weiten Oeffnung zum Aufsetzen des Helms versehen ist, damit zur Dampfbildung die möglichst große Oberfläche geboten und somit eine schnelle Destillation bewerkstelligt wird. Will man hingegen eine Flüssigkeit ohne Berücksichtigung ihres Dampfes möglichst stark in einem offenen Gefäß erhitzen, so muß dieses mehr hoch als weit sein. In flachen Gefäßen wird eben wegen der vermehrten Dampfbildung eine größere Menge Wärme gebunden und eine Flüssigkeit kommt deßhalb darin weit schwieriger zum Sieden, als in tiefen Gefäßen. Das Verwandeln einer Flüssigkeit in Dampf und die Verdichtung desselben zu Flüssigkeit in geeigneten Gefäßen wird die Destillation (von destillare, abtröpfeln, weil die verdichtete Flüssigkeit bei kleineren Quantitäten abtröpfelt), der ganze Apparat aber der Destillirapparat genannt, dessen einzelne Theile die Destillirblase nebst Helm oder die Retorte, der Kühlapparat und die Vorlage (in welcher sich die verdichtete Flüssigkeit, das sogenannte Destillat, ansammelt) sind. Die Verwandlung eines festen Körpers zu Dampf und die Wiederverdichtung desselben heißt die Sublimation und der verdichtete Körper das Sublimat. Die Destillation und die Sublimation haben zum Zwecke, flüchtige Körper von minder flüchtigen oder feuerbeständigen zu trennen, wie z. B. durch Destillation das Wasser von feuerbeständigen Beimengungen, der Weingeist im Branntwein von dem weniger flüchtigen Wasser, durch Sublimation der ziemlich flüchtige Salmiak von dem nur bei sehr hohen Temperaturgraden flüchtigen Kochsalz oder anderen ganz feuerbeständigen Beimengungen geschieden wird. Von der Destillation oder Sublimation muß diejenige Operation unterschieden werden, durch welche viele organische Körper beim Einfluß hoher Temperatur zersetzt werden und dabei neue, zum Theil feste, zum Theil tropfbar- oder

elaſtiſch-flüſſige Körper entſtehen; dieſe Operation heißt die trockene Deſtillation, worüber in der zweiten Abtheilung gehandelt wird. Die meiſten einfachen Stoffe und alle organiſchen Körper werden beim Einfluß einer paſſenden Temperatur an der Luft oxydirt, d. h. ſie nehmen aus dieſer Sauerſtoff auf und verwandeln ſich in neue feſte, tropfbar- oder elaſtiſch-flüſſige Körper, was man das Verbrennen (ſ. bei Sauerſtoff) nennt.

Der Zuſtand der ätheriſchen Materie, den man gewöhnlich Kälte nennt, iſt, wie bereits angeführt, nicht etwas der Wärme Entgegengeſetztes, ſondern eine in umgekehrter Weiſe ſtattfindende Steigerung derſelben. Aus dem früher Geſagten geht hervor, daß Kälte, d. h. Abkühlung eintritt, wenn ein feſter Körper in den tropfbar-flüſſigen, ein tropfbar-flüſſiger in den elaſtiſch-flüſſigen Zuſtand übergeht, wie beim Schmelzen des Eiſes, beim Verdunſten des Waſſers, des Aethers, der Kohlenſäure u. ſ. w. Auch bei der Löſung verſchiedener Körper wird Wärme gebunden und Abkühlung oder das Gefühl von Kälte in geringerem oder größerem Grade hervorgerufen und bei manchen Körpern iſt die Löſung mit ſo ſtarker Bindung der Wärme verbunden, daß die Temperatur bis weit unter den Gefrierpunkt des Waſſers ſinken kann; ſo bringt 1 Th. Schnee oder zerſtoßenes Eis mit $^1/_3$ Theil verdünnter Schwefelſäure (aus 1 Theil Waſſer und 4 Th. Schwefelſäure) eine Temperaturerniedrigung von 0° auf — 32,5°, mit 1 Theil verdünnter Schwefelſäure von — 7° auf — 51°, mit $^1/_2$ Theil verdünnter Salpeterſäure von — 23° auf — 49°, mit $1^1/_3$ Th. kryſtalliſirtem Kali von 0° auf — 28°, mit 1 Th. Kochſalz von 0° auf — 17,8°, mit $1^1/_3$ Th. Chlorcalcium von 0° auf — 49°, mit waſſerfreiem Weingeiſt von 0° auf — 36,9°, 1 Theil Waſſer mit 1 Theil ſalpeterſaurem Natron von + 10° auf — 15,5°, mit $^5/_{16}$ Salmiak und $^5/_{16}$ Salpeter von + 10° auf — 12°, mit 1 Th. Salmiak und 1 Theil kohlenſaurem Natron von + 10° auf — 13,8°, mit $^3/_{10}$ Salmiak, $^1/_{10}$ Salpeter und $^6/_{10}$ Chlorkalium von + 25° auf — 6°, mit $^5/_{16}$ Salmiak, $^5/_{16}$ Salpeter und $^5/_{16}$ Glauberſalz von + 10° auf — 15,5° hervor. Auch durch $^1/_2$ Salmiak, $^1/_2$ Salpeter und $^3/_4$ Glauberſalz oder durch $^9/_{40}$ Salmiak, $^{10}/_{40}$ Salpeter und $^{16}/_{40}$ Glauberſalz auf 1 Theil Waſſer oder durch 5 Theile Glauberſalz auf 4 Theile eines erkalteten Gemiſches aus 50 Th. Schwefelſäure und 55 Th. Waſſer oder durch 14 Th. Glauberſalz auf 9 Th. Salzſäure von 15° B wird

die Temperatur der entstehenden Lösung ungemein vermindert und benutzt derartige Mischungen, welche Kältemischungen genannt werden, um im Sommer Eis zu bereiten oder Getränke stark abzukühlen. Die meisten dieser Stoffe lassen sich nach Entfernung des Lösungsmittels wiederum zu gleichem Zweck benutzen.

Die Kälte macht die Körper specifisch schwerer, d. h. dichter und nur in dem Wasser haben wir eine Ausnahme von diesem allgemeinen Gesetz, indem dessen größte Dichtigkeit bei + 4° C liegt und sie von hier bis zum Gefrierpunkt geringer wird, so daß 9 Theile Eis von 0° denselben Raum einnehmen wie 10 Theile Wasser von + 4°. Diese anomale Erscheinung, die sich uns häufig im Winter durch Zerspringen der mit Wasser gefüllten Gefäße kund giebt, ist aber eine der wohlthätigsten für die außer den tropischen Gegenden belegenen Länder, indem es nur in Folge derselben möglich ist, daß Flüsse und stehende Gewässer bei strengem Winter nicht durch und durch ausfrieren, indem das auf + 4° abgekühlte Wasser am Grund sinkt und so für das Leben der Fische geeignet bleibt, während das Eis wegen seiner geringeren Dichte auf der Oberfläche des Wassers schwimmt.

Eine chemische Veränderung bewirkt die Kälte auf manche organische mit Wasser in Berührung befindliche Körper, wie z. B. das Stärkmehl der Kartoffeln durch Frost in Zucker verwandelt wird, aber auch noch eine andere Veränderung, die jedoch noch nicht erklärt ist, eintreten muß, indem gefrorne Kartoffeln nach dem Aufthauen schnell in die Fäulniß übergehen.

---

b. Von dem Licht.

Man nennt Licht oder Lichtstoff diejenige ätherische Materie, welche in dem thierischen Auge das Gefühl von Hellheit oder Licht erregt und diesem die Körper sichtbar macht.

Das Licht wird erregt 1) durch die Wärme, indem die Körper einem gewissen Grade derselben ausgesetzt, glühend leuchtend erscheinen oder, wie manche Oxyde, selbst noch vor der Glühhitze eine Veränderung erleiden, die sich durch ein plötzliches Erglühen kund giebt, oder einer gelinden Erwärmung ausgesetzt die Eigenschaft erhalten, im Dunkeln zu leuchten; 2) durch die Electricität künst-

lich oder natürlich, nämlich in den Funken der Electrisirmaschine, der galvanischen Säule und bei der schnellen Wechselung der magnetischen Pole, in den magneto-electrischen Apparaten und in dem Blitz und Polarlicht, in schwächerem Grade in dem Wetterleuchten und den Nordscheinen; 3) durch den Athmungsproceß vieler Thiere, welche aber sämmtlich nur den niederen Klassen und namentlich den Insecten und Würmern angehören, wie z. B. bei dem Johanniswürmchen; 4) durch den Vegetationsproceß, wie z. B. manche gelbe Blumen kurz nach Sonnenuntergang bei heiteren Sommerabenden ein blitzähnliches Leuchten, manche Pflanzen, wie namentlich Phytolacca decandra, Rhizomorpha stellata und Rhizomorpha aidaela aber auch ein stetiges Licht verbreiten; 5) durch die Fäulniß mehrerer organischen Körper, namentlich beim Faulen der Seefische; 6) durch die Verwesung mancher Pflanzen, besonders der Holzarten (auch die Irrlichter scheinen ihren Ursprung der Fäulniß oder Verwesung organischer Körper zu verdanken); 7) durch die Bestrahlung mit dem Sonnenlicht oder Tageslicht, indem durch dasselbe viele Körper, die man deßhalb auch Phosphore nennt, die Eigenschaft erhalten, im Dunkeln zu leuchten und woher auch wohl die lang andauernde Abenddämmerung in den gemäßigten und kälteren Zonen rühren mag; 8) durch mechanische Gewalt, wie z. B. beim Zerreißen, Spalten oder Brechen mehrerer festen Körper, namentlich beim Zerspringen der geschmolzenen und erstarrten Borsäure oder der Glastropfen, beim Reiben einer großen Anzahl unorganischer Verbindungen, und beim raschen Zusammenpressen mehrerer Flüssigkeiten und Gasarten; 9) durch den plötzlichen Uebergang flüssiger Körper in den festen Zustand, wie bei der Krystallisation, wo manche Körper, besonders die arsenige Säure und das schwefelsaure Kali, ein blitzähnliches Leuchten mit fast jedem entstehenden Krystall zeigen und 10) durch die chemische Verbindung differenter Arten der Materie und namentlich durch die Verbrennung.

Als die Hauptquelle des Lichtes sind aber die Lichtstrahlen der Sonne (durch die weit bedeutendere Entfernung in viel geringerem Grade auch die der übrigen Fixsterne) zu betrachten, während in allen übrigen Fällen, wo wir Licht von einem Gegenstande wahrnehmen, dasselbe nicht von diesem herrührt, sondern ihm nur mitgetheilt ist; man unterscheidet deßhalb auch selbstleuchtende und nicht selbstleuchtende Körper; zu ersteren gehören alle

Fixsterne, zu letzteren die Planeten und alle die Körper, die an und in ihnen vorkommen.

Das Licht verbreitet sich im Raume strahlend nach allen Seiten und mit einer solchen Geschwindigkeit, daß es in einer Secunde 42,000 Meilen zurücklegt und nur 8 Minuten 13 Secunden bedarf, um von der Sonne zur Erde zu gelangen. Seine Stärke nimmt in dem Verhältniß ab, als das Quadrat der Entfernung zunimmt. Es macht die Körper sichtbar oder erleuchtet sie und durchdringt dieselben entweder mehr oder minder vollständig, oder wird von anderen gar nicht oder nur in sehr dünnen Lagen hindurch gelassen. Das Licht wird von allen Körpern zum Theil und zwar unter dem Auffallswinkel zurückgeworfen oder reflectirt und wird gebeugt oder inflectirt, d. h. in seinem Laufe etwas verändert, wenn sein Strahl aus einem dünneren Medium nahe an einem dichteren Körper vorbeigeht. Der Lichtstrahl wird ebenfalls in seinem Lauf abgeändert oder gebrochen, refrangirt, wenn er in mehr oder minder schiefer Richtung aus einem Medium auf ein anderes von verschiedener Dichtigkeit und Brennbarkeit fällt, indem er dann eine mehr senkrechte, beim Fallen aus einem dichteren und brennbareren Medium in ein minder dichtes und brennbares aber eine mehr schiefe Richtung annimmt. Der ungefärbte Lichtstrahl wird bei jeder Brechung in siebenfarbige Strahlen, nämlich in den violetten, indigoblauen, hellblauen, grünen, gelben, orangen und rothen Strahl, was man das Farbenspectrum oder Lichtspectrum nennt, zerlegt. Eine andere Eigenschaft des Lichtes ist die, daß sein Strahl beim Fallen unter einem bestimmten Winkel auf die glatte Fläche eines Körpers und von hier aus unter demselben Winkel auf eine andere glatte Fläche von dieser vollständig zurückgeworfen (polarisirt) wird, wenn die zweite Fläche mit der ersteren parallel steht oder einen rechten Winkel mit ihr macht. Endlich wird noch der Lichtstrahl in mehreren Medien und namentlich in denjenigen Krystallen, welche nicht zu dem regulären System gehören, in zwei entgegengesetzte polarisirte Theile gespalten, was man die doppelte Strahlenbrechung nennt.

Durch diese verschiedenen Eigenschaften des Lichtes werden bestimmte physikalische Eigenschaften der Körper hervorgerufen, nämlich:

1) Den Durchsichtigkeitsgrad der Körper, indem diese entweder mehr oder minder stark durch und durch, oder nur auf ihrer Oberfläche von dem

Licht erleuchtet werden. Körper, welche von dem Licht durch und durch und ſo erleuchtet werden, daß hinter ihnen befindliche Gegenſtände vollſtändig erkannt werden können, heißen durchſichtige Körper, ſolche aber, durch die nur ein mehr oder minder ſtarker Lichtſchimmer wahrnehmbar iſt, durchſcheinende Körper, und endlich diejenigen, welche gar kein Licht hindurch laſſen, undurchſichtige Körper. Manche anſcheinend ganz undurchſichtige Körper zeigen ſich in ganz dünnen Lagen noch durchſcheinend und einige ſogar durchſichtig. Man kann die durchſichtigen Körper auch lichtleitende und die undurchſichtigen lichtreflectirende Körper nennen.

2) Die Farbe, indem die Körper das ſie beſtrahlende Licht entweder ganz oder theilweiſe zurückſenden oder daſſelbe auslöſchen. Im erſten Fall entſteht in unſerem Auge die Empfindung von Weiß, im zweiten die von Farben und im dritten die von Schwarz. Die beſondere Farbe der Körper iſt von großem Werth für die Erkennung und Unterſcheidung derſelben, iſt aber auch bisweilen von den Nebenumſtänden abhängig, wie durch den Aggregatzuſtand, die verſchiedene Kryſtallform und die einwirkende Wärme; ſo iſt Kohlenſtoff in Form des Diamantes durchſichtig und farblos, oder mehr oder weniger gefärbt, in Form der Pflanzen- und Thierkohle und des Graphits ſchwarz und undurchſichtig, Queckſilberiodid von der einen Kryſtallform purpurroth von der andern gelb, Queckſilberoxyd bei gewöhnlicher Temperatur ziegelroth, in der Hitze ſchwarz.

3) Den Glanz, indem die Körper das Licht in verſchiedener Weiſe reflectiren. Die lebhafteſten Arten des Glanzes ſind bei den durchſichtigen Körpern der Diamantglanz und bei den undurchſichtigen der Metallglanz; ihnen reihen ſich der Glasglanz und bei den durchſcheinenden Körpern der Fettglanz an; der Perlmutterglanz zeigt ſich insbeſondere bei den kryſtalliniſch-blättrigen und der Seidenglanz bei den kryſtalliniſch-faſerigen Körpern. Die Stärke des Glanzes hat fünf Grade, nämlich ſtark glänzend als den höchſten Grad, wo die glatte Fläche ein vollkommenes Bild zurückwirft, glänzend, wenn das Bild unvollkommen iſt, wenig glänzend, wenn das Licht zwar noch reflectirt, aber kein Bild dabei gegeben wird, ſchimmernd, wenn das Licht nur von einzelnen Punkten der Fläche und auch da nur ſchwach zurückgeworfen wird, und matt, wenn völlige Glanzloſigkeit eintritt.

4) Die Strahlenbrechung, indem das Licht von manchen, aber ſtets

durchsichtigen Körpern beim Einfallen in schiefer Richtung von der ursprünglichen Bahn mehr oder weniger abgelenkt wird. Körper, welche das Licht in einem Bündel vereinigt ablenken, heißen das Licht einfach brechende Körper; hingegen sind das Licht doppelt brechende Körper solche, welche das schief einfallende Licht in zwei Bündel ablenken. Körper der ersteren Art gehören immer dem regulären, die der letzteren Art aber dem unregulären System an, oder sind nicht krystallinischer Natur, wie z. B. einige thierische Flüssigkeiten.

Das Licht bringt in und zwischen verschiedenen Körpern merkwürdige chemische Veränderungen hervor, und scheint in manchen Fällen den Gesetzen der chemischen Anziehung unterworfen zu sein, indem es mitunter Zerlegungen bewirkt, die nicht immer oder doch nur durch sehr mächtige chemische Agentien veranlaßt werden können, viele oxydirte Körper desoxydirt und insbesondere auf die organischen Gebilde ganz eigenthümlich wirkt. Es macht die Pflanzen lebend, schmackhaft, riechend und brennbar, und bedingt das Wohlsein der Menschen und meisten Thiere, daher Menschen bei lang andauerndem Aufenthalt in dunklen Räumen, wie z. B. in dunklen Gefängnißzellen siechen und ein krankhaftes Ansehen bekommen. Es verwandelt auch mehrere ursprünglich farblose Bestandtheile der Pflanzen und Thiere in farbige und glänzende, und äußert im Allgemeinen eine der Wärme entgegengesetzte Wirkung, indem es die Körper phlogistisirt, d. h. entsauerstofft oder metallisch oder metallähnlich macht. Bei der Einwirkung des Lichtes auf gewisse sauerstoffhaltige Körper wird in der Regel Sauerstoffgas entwickelt, wie z. B. lebende Pflanzen bei der Einwirkung des Tageslichtes, noch rascher aber bei der unmittelbaren Einwirkung der Sonnenstrahlen Sauerstoffgas ausgeben, und so die Function haben, den durch den Athmungs- und Verbrennungsproceß der atmosphärischen Luft entzogenen, und in Kohlensäure verwandelten Sauerstoff an jene wieder zurückzuführen, dagegen aber sie selbst sich durch die Aufnahme des Kohlenstoffes und der gleichzeitigen Einwirkung der Feuchtigkeit weiter entwickeln können.

Die Verbindungen bildende Kraft des Lichtes zeigt sich besonders in dem Verhalten des Chlors gegen Wasserstoff und Kohlenoxydgas, indem sich beide letzteren nur dann mit ersterem verbinden, wenn die Gemische der Einwirkung des Lichtes ausgesetzt werden, wozu bei dem Gemische aus Chlor- und Wasserstoffgas schon starkes Tageslicht hinreichend, bei dem aus Chlor- und Kohlen-

oxydgas aber zur Erzielung eines raſchen Erfolges das unmittelbare Sonnenlicht erforderlich iſt.

Man kann aus dem hier und S. 30 Angeführten annehmen, daß das Sonnenlicht aus drei Arten von Strahlen, nämlich aus den erhellenden farbigen, den erwärmenden und den chemiſchen Strahlen beſteht; letztere verhalten ſich polariſch, indem die erwärmenden Strahlen im Maximum bei Roth, die chemiſchen aber im Maximum bei Violett des inzwiſchen liegenden Farbenſpectrums befindlich ſind. Die erwärmenden Strahlen mögen oft die Urſache derjenigen Erſcheinung ſein, die man den chemiſchen Strahlen zuſchreibt, wie z. B. beim Bleichen mancher Pflanzenfarben im Licht der Sauerſtoff durch die Wärmeſtrahlen zur Thätigkeit gebracht werden kann, indem man die Erfahrung gemacht hat, daß das künſtliche Bleichen bei erhöhter Temperatur weit raſcher als bei gewöhnlicher Wärme vor ſich geht.

---

c. Von der Electricität.

Man nennt Electricität die Urſache derjenigen Erſcheinungen, welche in den Körpern, in welchen ſie thätig iſt, auf zweierlei Weiſe hervortreten kann, nämlich entweder in der Anziehung und Abſtoßung (ruhende Electricität) oder als eine Kraft, welche der Magnetnadel eine beſtimmte Richtung zu geben ſtrebt (ſtrömende Electricität). Die electriſche Anziehung iſt bedingt durch einen entgegengeſetzten electriſchen Zuſtand der Körper, welcher durch die Ausdrücke poſitiv (+) und negativ (—) electriſch bezeichnet wird; die electriſche Abſtoßung findet nur zwiſchen gleichartigen electriſchen Körpern ſtatt.

Die ſtrömende Electricität iſt dadurch bedingt, daß die beiden aus zwei Quellen oder aus zwei damit beladenen Leitern ausgehenden Electricitäten in einen Leiter ſich entgegen kommen, um ſich zu vereinigen. Die Bewegung der beiden Electricitäten durch Räume, welche für dieſelben durchdringlich ſind, geſchieht mit einer unberechenbaren Schnelligkeit (Beiſpiel in dem electriſchen Telegraphen) und gleichförmig. In Beziehung der Fähigkeit der Körper, die Electricitäten zu leiten, unterſcheidet man gute Leiter, wohin die Metalle, aber in verſchiedenen Graden der Leitungsfähigkeit gehören, unvollkommene Leiter oder Halbleiter, z. B. Kreide und andere Steine, tropfbare Flüſſigkei-

ten und durch Erhitzen oder Exantiiren verdünnte Luft, und Nichtleiter oder Isolatoren, wohin (mit Ausnahme der Kohle) die nicht metallischen Stoffe, einige Flüssigkeiten und die elastisch-flüssigen Körper bei gewöhnlicher Spannung gehören.

Die Electricität wird auf verschiedene Weise erregt.

1) Electricitätserregung durch Reibung. Sehr viele Körper werden durch Reiben an einander, manche auch schon durch Aneinanderdrücken und nachheriges Trennen in den Zustand versetzt, daß der eine Körper die positive, der andere die negative Electricität zeigt. Dieses Auftreten der beiden Electricitäten findet am stärksten an verschiedenartigen Körpern, im schwächeren Grade an gleichartigen, und zwar auch dann nur vorzugsweise statt, wenn ihre Oberflächen verschieden sind, oder wenn sie eine verschiedene Temperatur haben. Holz, Schwefel, Glas, Harze, Bernstein (von der alten Bezeichnung des Bernsteins mit Electrum ist auch das Wort Electricität abgeleitet) u. s. w. erhalten beim Reiben mit Wolle, Seidenzeug und dergl. die Eigenschaft, leichte Körper, wie Papierschnitzel, Federn, Goldblättchen u. s. w., aus einer gewissen Entfernung anzuziehen oder abzustoßen, indem sie mit positiver oder negativer Electricität beladen werden. Da sich Harz und Glas in dieser Beziehung verschieden verhalten, so bezeichnete man die positive Electricität als Glas- und die negative als Harz-Electricität. Das Reibzeug beladet sich stark mit der dem geriebenen Stoffe mitgetheilten entgegengesetzten Electricität. Geschieht das Reiben zweier Körper, welche in verschiedenen electrischen Zustand versetzt werden können, im Dunkeln, so nimmt man auf ihrer Oberfläche einen leuchtenden Schein wahr, und nähert man ihnen einen metallenen Gegenstand oder auch den Knöchel eines Fingers, so sieht man von ihnen aus einen Funken, den electrischen Funken, mit einem knisternden Geräusch nach letzterem überspringen, welcher an dem Knöchel einen momentanen stechenden Schmerz verursacht. Nähert man während des Reibens des Glases oder Harzes diesem einen metallischen Körper, so wird die am Glase oder Harz hervorgerufene Electricitat gleichmäßig auf das Metall übertragen und dieses entweder mit positiver (Glas-) oder negativer (Harz-) Electricität beladen, und besitzt nun alle electrischen Eigenschaften, verliert diese aber vollständig und augenblicklich wieder, wenn es nur an einem Punkte berührt wird.

Um größere Quantitäten von Electricität zu erregen, bedient man ſich der ſogenannten Electromotoren, und zur Anſammlung der Electricität der ſogenannten Leidner oder Kleiſt'ſchen Flaſche. Der einfachſte Electromotor, in welchem ſo viel Electricität erregt wird, daß dieſe bei der Ausgleichung ſchon einen ziemlich ſtarken Funken giebt, beſteht aus einer Glas- oder Porzellanröhre mit einem Reibzeug von Seide oder Leder, welches man in die eine Hand nimmt und mit der anderen Hand die Röhre zwiſchen derſelben raſch auf- und abzieht, die frei werdende Electricität aber von der Röhre nach der zwiſchen den Fingerſpitzen der das Reibzeug haltenden Hand befindlichen Leidner Flaſche überführt. Eine größere Summe von Electricität wird in den ſogenannten Electrophoren in Freiheit geſetzt; ein ſolcher beſteht aus zwei Theilen, nämlich aus einem von Weißblech verfertigten, etwa 1 Zoll tiefen und 1 — 2 Fuß im Durchmeſſer haltenden, mit einem Gemiſche von 2 Theilen Schellack und 1 Theil Terpentin ausgegoſſenen Teller oder Kaſten, und aus einer als Deckel dienenden, in der Mitte mit einem Glasgriff verſehenen Blechſcheibe oder auch ſtatt deren aus einem mit Stanniol überzogenem Brete. Zur Erregung der Electricität wird die glatte Harzfläche mit einem Katzenſchwanz geſchlagen, wobei ſich auf deren Oberfläche negative, auf der Unterfläche aber poſitive Electricität anſammelt, und dem nach dem Schlagen aufzulegenden Deckel ſeine poſitive Electricität durch die negative des Harzkuchens entzogen wird; legt man dann auf dem Deckel den Finger, ſo wird die freie negative Electricität durch den menſchlichen Körper abgeleitet, und dagegen die poſitive Electricität aus der Unterfläche angenommen; hebt man dann den Deckel an ſeinem Glasgriff, ſo iſt er mit freier poſitiver Electricität geladen, die ſich ſchon durch die lebhaften Funken bei der Annährung eines Fingerknöchels kund giebt und in die Leidner Flaſchen übergeführt werden kann. Iſt auf die eine oder andere Weiſe dem Deckel die Electricität entzogen worden, ſo läßt er ſich noch oft durch Legen auf den Harzkuchen u. ſ. w. wieder laden, und ſelbſt nach Monaten giebt der Deckel, wenn er auf dem Harzkuchen gelegen hatte, noch Funken aus, weßhalb man früherhin derartive Electrophore für das Lichtenberg'ſche Feuerzeug benutzte, um mit ſeinen Funken das in die atmoſphäriſche Luft ausſtrömende Waſſerſtoffgas zu entzünden. Die electriſche Ladung der Electrophore iſt um ſo andauernder, je trockner die atmoſphäriſche Luft iſt; da dieſe aber immer

und namentlich in Wohnzimmern mehr oder minder mit Feuchtigkeit geschwängert ist, so versagen die hierauf construirten Wasserstoffeuerzeuge sehr häufig, und sind deßhalb und durch die Anwendung des Platinschwamms zur Entzündung des Knallgases verdrängt worden. Die größte Summe von Electricität läßt sich aus den sogenannten Electrisirmaschinen ziehen; diese bestehen entweder aus einer um ihre Achse drehbaren und beim Drehen an 2 oder 4 mit Zinnamalgam bestrichenen Lederkissen streifenden, $^1/_2$ bis 1 Zoll dicken und 2 bis 4 Fuß im Durchmesser haltenden Glasscheibe (Scheibenmaschine), oder aus einem drehbaren, an beiden Enden verschlossenen, beim Drehen an ein die Länge des Cylinders habendes und mit einem den Cylinder halb bedeckenden Stück Wachstaffet versehenes, mit Zinnamalgam bestrichenes Lederkissen streifenden, 1 bis 3 Fuß langen und mit $^1/_4$ bis $^3/_4$ Fuß im Durchmesser haltenden Glascylinder (Cylindermaschine). Die beim Drehen der Scheibe oder des Cylinders am Glase frei werdende positive Electricität wird auf die sogenannten Conductoren, welche aus blank polirten, hohlen, auf Glasfüßen stehenden Cylindern von Messingblech bestehen, und von hier in die Leidner Flaschen übergeführt.

Die Leidner Flaschen bestehen aus gewöhnlichen, $^1/_2$ bis 6 Quart fassenden Zuckergläsern, welche innen und außen bis $^3/_4$ der Höhe und am Boden mit Stanniol überzogen und durch einen Kork- oder Holzdeckel verschlossen werden, in welchem ein Messingdraht in der Mitte eingesetzt ist, der am Außenende mit einem Knopf, am innern Ende aber mit einer wenigstens bis zum Boden reichenden Kette versehen ist. Sollen mehrere solcher Leidner Flaschen verbunden werden, um eine möglichst große Summe von Electricität anzusammeln, so müssen die Drahtknöpfe mit Löchern versehen sein, in welche zur gegenseitigen Verbindung der Flaschen Messingdrähte eingesetzt werden. Eine derartige Combination von Leidner Flaschen heißt die electrische Batterie. Für den einfachen, aus einer Glasröhre und einem Stück Seidenzeug bestehenden Electromotor (s. S. 35) ist eine Leidner Flasche hinreichend, welche aus einer unten zugeschmolzenen, $^3/_8 - ^1/_2$ Zoll weiten und 4 — 6 Zoll langen, zu $^4/_5$ mit Stanniol beklebten oder mit Platin überzogenen Glasröhre besteht; diese wird zu $^3/_4$ mit trocknen Messingspänen angefüllt, welche durch einen eingeschobenen Kork zusammengehalten werden, und dann durch einen Kork ver-

ſchloſſen, in welchem ein außen mit einem Knopf verſehener Meſſingdraht eingeſetzt wird, der durch den untern Kork bis in die Meſſingſpäne langt.

Bei der Ladung der Leidner Flaſche, indem man deren Kugel in die Nähe des in Thätigkeit geſetzten Electromotors bringt, wird die eine Art der Electricität aufgenommen, welche durch das Glas hindurch auf die Electricität der äußeren Belegung zertheilend wirkt, indem ſie eine entſprechende Menge der entgegengeſetzten Electricität bindet und die ihr gleichnamige Electricität der äußeren Belegung abſtößt, welche durch den leitenden Körper, auf dem die Flaſche ſteht, nach der Erde abgeleitet wird und ſich auf deren Oberfläche vertheilt und ſo verſchwindet. Es befinden ſich alſo auf der äußeren und inneren Belegung (oder in den Meſſingſpänen) entgegengeſetzte Electricitäten, deren Vereinigung durch das dazwiſchen befindliche iſolirende Glas verhindert wird; verbindet man aber die äußere und innere Belegung durch einen leitenden Körper, z. B. dadurch, daß man die eine Hand an die Belegung und die andere Hand an die Kugel bringt, ſo vereinigen ſich beide Electricitäten und man empfindet eine eigenthümliche, beſonders in den Gelenken ſich äußernde Erſchütterung, welche der electriſche Schlag genannt wird und den eine Reihe von Menſchen in gleich ſtarkem Maße fühlen, wenn dieſe ſich durch die Hände verbinden und das eine äußerſte Glied dieſer Reihe die Belegung, das andere aber die Kugel der Leidner Flaſche berührt. Aus ſtark geladenen electriſchen Batterien ſpringen dabei die Funken ſchon bei einer Entfernung von einigen Zollen über und es laſſen ſich durch derartige Ladungen Thiere töden. Ein Hauptbedingniß zur Anſtellung electriſcher Verſuche jeglicher Art iſt trockene Luft, da dieſe im feuchten Zuſtande die erregte Electricität ableitet.

2) Electricitätserregung durch Temperaturveränderung. Viele, insbeſonders unſymmetriſch kryſtalliſirte Körper des Mineralreiches, wie der Turmalin, Topas, Axinit, Boracit, Prehnit, Sphen, Meſotyp u. ſ. w., ferner die Weinſteinſäure, Citronenſäure, der Milchzucker und mehrere künſtlich dargeſtellte Verbindungen haben die Eigenſchaft, beim Erwärmen an ihren entgegengeſetzten Enden entgegengeſetzt electriſch zu werden und beim Erkalten den electriſchen Zuſtand der Enden umzuändern, ſo daß diejenigen Enden, welche beim Erwärmen poſitivelectriſch wurden, beim Abkühlen negativelectriſch werden. Man nennt dieſe Art der Electricitätserregung die Kryſtallelectricität.

Die beiden entgegengesetzten electrischen Punkte, deren Achsen, selbst wenn sich an zwei oder mehreren entgegengesetzten Punkten des Krystalles die entgegengesetzten Electricitäten angehäuft hatten, stets mit den Krystallachsen zusammenfallen, werden die electrischen Pole, die Körper mit derartiger Eigenschaft aber electrisch-polarische Körper genannt.

Mit diesen Erscheinungen hängt die Eigenschaft verschiedener Metalle zusammen, im bogenförmigen Zustand beim Erhitzen einen electrischen Strom zu erregen; wenn der Bogen aus einerlei Metall besteht, so tritt der electrische Strom auf, sobald die Erhitzung einer Stelle nach der einen Seite zu in einem rascheren Verhältniß abnimmt, als nach der anderen; besteht hingegen der Bogen aus zweierlei Metall, so tritt der electrische Strom beim Erhitzen der einen Verbindungsstelle auf. Die Richtung und Stärke des electrischen Stromes ist nach der Natur der Metalle verschieden; bei Wismuth, Platin, Gold, Silber, Kupfer u. s. w. geht die positive Electricität von dem kaltem Metallstück zu dem heißen, bei Zink, Eisen und Antimon vom heißen zu dem kalten Metallstück über. Man nennt diese Art der Electricitätserregung die Thermoelectricität und die den positiven Strom von der kalten zu der heißen Stelle führenden Metalle die positiv-thermoelectrischen, die den positiven Strom entgegengesetzt leitenden aber die negativ-thermoelectrischen Metalle. Durch Vereinigung mehrerer thermoelectrischen Paare, was die thermoelectrische Batterie genannt wird, läßt sich ein so kräftiger electrischer Strom erregen, daß er nicht allein die Magnetnadel ablenkt, sondern auch Erwärmung des leitenden Körpers und chemische Zersetzung bewirkt wird.

Auch das Auftreten der Electricität bei der Formveränderung der Körper hängt mit den angeführten Erscheinungen zusammen, da jede Formveränderung durch die Wärme bedingt wird. Gewöhnlich tritt bei einem aus dem flüssigen in den festen Zustand übergehenden Körper positive Electricität auf, und selbst schnell gefrierendes Wasser zeigt im schwachen Grade diese Art der Electricität, während beim raschen Aufthauen des Eises schwach negative Electricität auftritt. Da in der atmosphärischen Luft fortwährend ein Wechsel des Aggregatzustandes des in ihr befindlichen Wassers durch die Veränderung der Temperatur stattfindet, so müssen in derselben fortwährend beide Arten von Electricität

erregt werden, die sich besonders bei den Gewittern durch ihre Ausgleichung (als Blitz) in ausgezeichneter Weise bemerkbar machen.

3) Electricitätserregung durch Berührung. Alle Körper, die in ihrer chemischen Natur verschieden sind, erregen bei der gegenseitigen Berührung Electricität, indem sich die negative Electricität an dem einen, die positive an dem andern Körper zeigt. Insbesondere zeigt sich diese Electricitätserregung an den Metallen; bringt man zwei möglichst eben und glatt polirte Scheiben eines leicht verbrennlichen oder rostenden Metalles, z. B. Zink, und eines schwer verbrennlichen Metalles, z. B. Kupfer, Silber, Gold oder Platin, mit einander in Berührung, so ist, wenn die beiden Metallscheiben mit isolirenden (Glas-) Griffen versehen sind, nach der Aufhebung der Berührung die Zinkscheibe mit positiver, die Kupfer-, Silber-, Platin- oder Goldscheibe aber mit negativer Electricität, wenn auch nur in sehr geringem Grade, geladen, und die beiden Metallscheiben haben hierbei keine nachweisbare Veränderung erlitten. Dieser entgegengesetzte electrische Zustand der beiden Metallscheiben wird gesteigert, wenn das leicht verbrennliche Metall mit einer Flüssigkeit in Berührung steht, welche auf dasselbe chemisch wirkt. Man nennt die auf diese Weise erregte Electricität nach ihrem Entdecker Galvani, welcher sie an zu anatomischen Zwecken bestimmten abgezogenen Froschkeulen, die er mittels kupferner Haken an einem eisernen Geländer aufgehängt hatte, beobachtete, die galvanische Electricität oder den Galvanismus, oder auch, da sie insbesondere durch chemisch wirkende Stoffe gesteigert wird, die chemische Electricität; die beiden oder drei (wenn eine chemisch wirkende Flüssigkeit vorhanden) Glieder werden die einfache electrische Kette genannt. Werden mehrere solcher einfachen Ketten in Verbindung gebracht, und zwar in der Weise, daß man Kupfer, Zink und Flüssigkeit, Kupfer, Zink und Flüssigkeit u. s. w. auf einander folgen läßt und mit Zink schließt, die Beweglichkeit der Flüssigkeit, welche eine schwache Kochsalzlösung, verdünnte Salz- oder Salpetersäure und dergl. sein kann, aber dadurch beseitigt, daß man mit ihr den Metallscheiben fast gleich große Pappscheiben tränkt, so erhält man die electrische oder, nach dem Begründer derartiger Berührungselectricitätserscheinungen, die Voltaische Säule, welche bei einer hinreichenden Anzahl von einfachen electrischen Ketten die Wirkung einer stark geladenen electrischen Batterie hat. An der äußersten Kupferscheibe und an der

entgegengesetzten letzten Zinkscheibe sammeln sich die erregten entgegengesetzten Electricitäten an, und man nennt deshalb das Kupferende den negativen, das Zinkende den positiven Pol. Werden an beiden Enden Metalldräthe befestigt und diese an ihren äußeren Endpunkten mit einander in Berührung gebracht, so nimmt man äußerlich keine Anzeichen einer electrischen Strömung wahr, obgleich sie im Innern der Säule stattfindet, und die entgegengesetzten, an den Polen sich ansammelnden Electricitäten gleichen sich bei ihrer Begegnung aus. Man nennt diesen Zustand der anscheinenden Ruhe „die Säule ist geschlossen"; in der geschlossenen Kette kreisen aber, weil fortwährend im Innern der Säule neue Summen von entgegengesetzter Electricität erregt werden, beständig zwei Ströme in entgegengesetzter Richtung und in jedem Punkte der verbundenen Poldrähte — als solche der Schließungsdraht benannt — findet die Vereinigung eines Theiles derselben statt. Oeffnet man die Säule, d. h. hebt man die Berührung der Poldrähte auf, so treten die electrischen Erscheinungen ein und die Enden der Poldrähte geben bei der Annährung electrische Funken und verursachen, wenn der eine Draht in die eine Hand genommen wird und den andern die zweite Hand berührt, eigenthümliche, starke, besonders in den Arm- und Handgelenken hervortretende Erschütterungen; dasselbe findet durch eine Reihe von Menschen statt, welche sich untereinander mit den Händen verbunden haben, und von denen der äußerste Linke den einen, der äußerste Rechte aber den anderen Poldraht berührt.

Mit dem Beginn des jetzigen Jahrhunders wurde die electrische Säule bekannt; in den seitdem verflossenen 50 Jahren hat sie die mannigfaltigsten Abänderungen, so wohl hinsichtlich der Zusammenstellung, als auch in der Wahl der hierzu nöthigen Stoffe erlitten, deren Mittheilung hier zu weit führen würde. Zu bemerken ist nur noch, daß man jetzt dahin gelangt ist, mit einer geringeren Anzahl der Ketten eine größere Electricitätserregung zu bewirken, wie dieses z. B. in dem Grove'schen Zellenapparat und in der Bunsen'schen Kohlenbatterie stattfindet.

4) Electricitätserregung im Lebensproceß. Mehrere Fische haben die Eigenschaft, bei der Berührung und besonders bei der mit beiden Händen an gewissen Stellen electrische Schläge zu ertheilen, die bei manchen dieser Thiere so bedeutend sind, daß sie andere sie berührende Thiere nicht allein

lähmen, ſondern ſogar auch tödten können. Derartige Fiſche, zu denen Torpedo unimaculata, marmorata und Galvanii, Silurus electricus, Tetraodon electricus und Gymnotus electricus gehören, beſitzen eigene mit vielen Nerven und Blutgefäßen verſehene Organe von zelligem Bau, in welchen ſich die Electricität entwickelt, die beim Zitterrochen als negative von der unteren und als poſitive von der oberen Seite auftritt, durch Drähte abgeleitet, ſo wohl auf die Magnetnadel abweichend als auch auf Flüſſigkeiten zerſetzend wirkt, und unter Anwendung eines beſonderen Apparates einen electriſchen Funken giebt. Wie ſich aber die beiden Electricitäten entwickeln, iſt noch unbekannt; das Nervenſyſtem dieſer Fiſche muß einen bedeutenden Einfluß hierbei ausüben, da ſich dieſelben willkürlich und augenblicklich laden und entladen können, aber bei raſch hintereinander folgenden Schlägen die electriſchen Erſcheinungen vermindert und die Lebenskräfte geſchwächt werden, im Tode aber gar nichts mehr von jenen wahrnehmbar iſt.

5) Electricitätserregung durch Magnetismus findet ſtatt, wenn ein hufeiſenförmig gebogener Magnet in ſenkrechter Stellung lebhaft gegen ein anderes, nicht magnetiſirtes und mit Draht umwickeltes Eiſenſtück von Hufeiſenform lebhaft um ſeine Achſe gedreht wird (vergl. unter Magnetismus).

Die beſonderen Verhältniſſe der beiden Arten von Electricität ſind im Vorhergehenden angegeben; zuſammengefaßt beſtehen ſie darin:

1) daß beide Electricitäten mit einer ſehr großen Affinität begabt ſind, d. h. ein großes Beſtreben beſitzen, ſich mit einander zu verbinden;
2) daß aus ihrer Vereinigung die ruhende Electricität entſpringt;
3) daß durch verſchiedene Veranlaſſungen die in allen Körpern enthaltene ruhende Electricität wieder in die poſitive und negative zerlegt wird und dieſe an verſchiedenen Punkten auftreten;
4) daß die in zwei Körpern angehäuften entgegengeſetzten Electricitäten ſich bei Annäherung jener verbinden, und zwar, wenn die entgegengeſetzten Electricitäten im entſprechenden Verhältniſſe vorhanden waren, ſich ausgleichen, d. h. daß die Electricität beider Körper verſchwindet, und
5) daß bei der Vereinigung beider Electricitäten Licht, Wärme und magnetiſche Erſcheinungen in mehr oder minder hohem Grade, ſowie im thieriſchen Körper Erſchütterungen hervortreten.

Von besonderer Wichtigkeit ist noch die Einwirkung der Electricität auf die chemische Natur der Körper, indem durch die Ausgleichung der beiden entgegengesetzten Electricitäten entweder — wenn auch nur in wenigen Fällen — eine Verbindung oder — wie in den meisten Fällen — eine Zersetzung stattfindet. Diese chemischen Wirkungen können zwar erst dann vollkommen klar werden, wenn die chemischen Erscheinungen betrachtet worden sind, lassen sich aber hier im Allgemeinen andeuten.

Verbindungen beim Zusammentreten der beiden entgegengesetzten Electricitäten werden häufig zwischen den brennbaren Stoffen mit Sauerstoff, Chlor und ähnlichen Körpern veranlaßt; so bedingt der selbst sehr schwache electrische Funken die Entzündung, d. h. die Verbindung des mit atmosphärischer Luft vermengten Wasserstoffgases mit dem Sauerstoff der Luft zu Wasser, wobei sich zugleich etwas Salpetersäure (aus dem Sauerstoff und Stickstoff der atmosphärischen Luft) und bei Ueberschuß von Wasserstoff auch etwas Ammoniak (aus dem Stickstoff und Wasserstoff) bildet; eben so kann der starke electrische Funken, wie er sich bei Gewittern durch den Blitz kund giebt, aus den Bestandtheilen der Luft (Stickstoff und Sauerstoff), und des Wassers (Wasserstoff und Sauerstoff) die Bildung von Salpetersäure nnd Ammoniak veranlassen, welche dann als salpetersaures Ammoniak mit dem Regenwasser niederfallen und aus später zu erörternden Erscheinungen gewiß die Veranlassung sind, daß ein Gewitterregen so wohlthätig auf die Vegetation wirkt. Eben so werden durch geringe electrische Schläge und zum Theil auch schon durch den einfachen electrischen Funken Weingeist, Aether, Colophon und Schießpulver entzündet; auch die Verbrennung verschiedener Metalle in feinen Dräthen oder Streifen und die der Kohle durch starke electrische Schläge oder durch die electrische Säule gehören hierher. Es scheint jedoch in den meisten Fällen dieser Art die Feuerentwickelung, welche mit der Ausgleichung der entgegengesetzten Electricitäten verbunden ist, die Veranlassung zur Verbindung zu sein, und nur bei der Vereinigung des Stickstoffes mit Sauerstoff oder Wasserstoff durch den electrischen Schlag zu Salpetersäure oder Ammoniak muß man annehmen, daß eine andere Kraft wirke, da Salpetersäure in hoher Temperatur, und auch Ammoniak durch diese oder durch das Einschlagen des electrischen Funkens zersetzt wird.

Weit mächtiger und in einem ausgedehnteren Maßstab zeigt sich die

electrische Ausgleichung bei der Zersetzung chemischer Verbindungen und in dieser Beziehung verdanken wir der electrischen Wirkung auf die Natur der Körper nicht allein eine der wichtigsten Entdeckungen unseres Jahrhunderts — die der Alkalimetalle — sondern auch einen seit 10 Jahren hervorgerufenen Industriezweig, nämlich die Galvanoplastik.

Wiederholte electrische Schläge oder Funken sind im Stande Quecksilberoxyd, Chlorsilber, Kalihydrat, Doppelt- und Einfach-Kohlenwasserstoff und die Verbindungen des Wasserstoffes mit Chlor, Brom, Jod, Stickstoff, Schwefel und Phosphor in ihre Bestandtheile und das kohlensaure Gas in Kohlenoxydgas und Sauerstoffgas zu zerlegen.

Der electrische Strom zersetzt alle Flüssigkeiten, welche zusammengesetzter Natur sind oder eine chemische Verbindung aufgelöst enthalten, ausgenommen wenn diese Flüssigkeit — wie die Auflösungen verschiedener Metalle in Quecksilber und geschmalzene Legirungen — den electrischen Strom sehr gut, oder — wie die flüssige schweflige Säure — ihn gar nicht leitet. Bei stattfindender Zersetzung scheiden sich die Bestandtheile immer dicht an den beiden, die entgegengesetzten Electricitäten zuführenden Leitern — an den Poldrähten — ab und je nach ihrer chemischen Beschaffenheit entwickeln sie sich entweder als Gasblasen oder lösen sich in der den Poldraht umgebenden noch unzersetzten Flüssigkeit oder verbinden sich mit dem Leiter selbst oder vereinigen sich mit anderen Bestandtheilen der Flüssigkeit zu secundären Producten.

Bei der Zersetzung einer chemischen Verbindung durch den electrischen Strom findet das Eigenthümliche statt, daß immer der eine Bestandtheil der Verbindung an dem positiven, der andere an dem negativen Pol auftritt. Bei der Zersetzung des Wassers z. B. tritt der Sauerstoff an dem die positive Electricität zuleitenden, der Wasserstoff an dem die negative Electricität zuleitenden Poldraht auf. Werden Salze der Zersetzung durch den electrischen Strom unterworfen, so tritt die Säure an dem positiven, die Basis an dem negativen Pol auf, was sich leicht dadurch kund giebt, wenn man die Lösung des Salzes in Wasser mit etwas Veilchensaft färbt, sie in eine Vförmig gebogene Glasröhre gießt und dann in jedem Schenkel der Glasröhre beinahe bis auf den Grund die beiden Poldrähte einer electrischen Säule führt, wobei sich die den die positive Electricität zuführenden Poldraht umgebende Flüssig-

keit roth, die den negativen Poldrabt umgebende Flüſſigkeit aber grün färbt, alſo dieſelben Erſcheinungen hervortreten, welche eine Säure oder eine Baſis in Veilchenſaft verurſacht.

Auf dieſen Erſcheinungen begründet ſich die jetzt faſt allgemein angenommene electro-chemiſche Theorie. Nach dieſer iſt die Aeußerung chemiſcher Verwandtſchaft nichts Anderes, als die durch den Contact der verſchiedenen Stoffe hervorgerufene Electricität, vermöge welcher die verwandten Körper ſich mit einander vereinigen und dabei zugleich die die Electricitätsausgleichung begleitenden Erſcheinungen, Wärme und Licht erzeugen. Bei der Zerſetzung der Verbindungen durch den die chemiſche Verwandtſchaft überwiegenden electriſchen Strom wird der eine Beſtandtheil wieder mit negativer, der andere mit poſitiver Electricität begabt und, da nun nur entgegengeſetzte Electricitäten ſich vereinigen, gleichartige ſich abſtoßen, ſo muß der mit negativer Electricität begabte Körper — der electronegative Beſtandtheil — an dem poſitiven Pol, der mit poſitiver Electricität begabte Körper — der electropoſitive Beſtandtheil — an dem negativen Pol auftreten. In den beiden oben angeführten Fällen iſt im Waſſer der Sauerſtoff, im Salze die Säure der electronegative, der Waſſerſtoff oder die Baſis der electropoſitive Beſtandtheil der Verbindung.

Die meiſten chemiſchen Elemente, d. h. die Grund- oder einfachen Stoffe können ſowohl electropoſitive, als auch electronegative Beſtandtheile einer Verbindung abgeben und nur zwei haben einen unbedingt entgegengeſetzten electrochemiſchen Charakter, nämlich der Sauerſtoff, welcher unter allen Umſtänden von dem poſitiven, und das Kalium, welches ſtets von dem negativen Pol angezogen wird, alſo jener der electronegativſte, dieſes der electropoſitivſte Körper iſt. In nachfolgender electriſchen Reihe ſind die Grundſtoffe ſo aufgeführt, daß ſich jeder derſelben zu dem folgenden electronegativ, zu dem vorhergehenden aber electropoſitiv verhält und diejenigen Stoffe, welche in dieſer Reihe, die nur die für Leben, Kunſt und Gewerbe wichtigen Grundſtoffe enthält, am weiteſten von einander ſtehen, haben ſtärkere Verwandtſchaft zu einander, als die näher ſtehenden.

— Sauerſtoff,	Antimon,	Nickel,
Schwefel,	Kieſel,	Eiſen,
Stickſtoff,	Gold,	Zink,
Chlor,	Platin,	Waſſerſtoff,
Brom,	Queckſilber,	Mangan,
Jod,	Silber,	Aluminium,
Fluor,	Kupfer,	Magnium,
Phosphor,	Wismuth,	Calcium,
Arſen,	Zinn,	Strontium,
Kohlenſtoff,	Blei,	Baryum,
Chrom,	Kadmium,	Natrium,
Bor,	Kobalt,	+ Kalium.

Aus dem Angeführten ergiebt ſich, daß ein mit einem andern in Berührung befindliches und deßhalb in den electriſchen Zuſtand verſetztes Metall auf eine ungleiche Weiſe von einer Flüſſigkeit angegriffen wird, je nachdem es negativ- oder poſitiv-electriſch gemacht worden und je nachdem ſich die Flüſſigkeit electronegativ oder electropoſitiv zu dem Metall verhält und daß ein Metall durch Vertauſchung des berührenden Metalls ſowohl vor dem Angriff geſchützt, als auch demſelben ausgeſetzt werden kann. Kupfer verhält ſich gegen Zink negativ und deßhalb wird es in Berührung mit dieſem von ſauren und ſalzigen Flüſſigkeiten nicht angegriffen, weßhalb man z. B. die mit Kupfer beſchlagenen Seeſchiffe durch Zink-Nägel oder Bänder gegen die zerſtörende Wirkung der im Meerwaſſer gelöſten Stoffe ſchützt und dieſe ſich nur auf das Zink wirft. Wird ſtatt des Zinkes Silber, Platin oder Gold mit dem Kupfer in Berührung geſetzt, ſo wirft ſich die Zerſtörung durch die einwirkende Flüſſigkeit auf das Kupfer. Bei der Scharlachfärberei kann die Zinnauflöſung in einem kupfernen Keſſel behandelt werden, wenn man in dieſen ein Stück Zinn legt, wodurch das Kupfer electronegativ wird. Zinn kann in kupfernen Keſſeln durch Salzſäure gelöſt werden und das Kupfer wird dabei ſo ſtark negativ-electriſch, daß ſich ein Theil des gelöſten Zinns auf ihm niederſchlägt (naſſe Verzinnung); daſſelbe iſt der Fall bei der Anfertigung von Stecknadeln, welche urſprünglich aus Kupfer oder Meſſing beſtehen und durch Behandlung mit Zinnlöſung und Zinn überzinnt werden.

Eine andere praktiſche Anwendung der Zerſetzung durch den electriſchen

Strom ist die Galvanoplastik oder Electrometallurgie, d. h. derjenigen Kunst, Metalle aus ihren Lösungen entweder als fest haftenden, metallischen und glänzenden Ueberzug auf andere Metalle zu befestigen, oder als feste Massen von bestimmter Form mit beliebigen Erhöhungen und Vertiefungen als Münzen, Statuen u. s. w. abzuscheiden.[3])

Die Wissenschaft bestrebt sich jetzt immer mehr und mehr, die Electricität für das allgemeine Beste thätig zu machen und so finden wir in der neuesten Zeit die Bestrebungen dahin gerichtet, sie auf eine billige Weise zur Thätigkeit gebracht als Zersetzungsmittel für das Wasser im Großen zu benutzen, um durch Verbrennung des abgeschiedenen Wasserstoffes nicht allein andere Heizmaterialien zu ersetzen, sondern auch die größte Hitze zu erzeugen.

Die chemischen Wirkungen der electrischen Säule sind weit intensiver, als die der Electrisirmaschine, während bei dieser die physikalischen Erscheinungen um so mehr hervortreten und der Unterschied der Reibungs- und der Berührungs-Electricität beruht darin, daß bei jener eine geringere Summe Electricität von großer und bei dieser eine große Summe Electricität von geringer Intensität thätig ist.

---

d. Von dem Magnetismus.

Wird der electrische Strom in vielfachen Windungen um ein Stück Eisen geleitet, so erhält dieses die Eigenschaft, andere Eisenstücke aus einer gewissen Entfernung anzuziehen und mit einer gewissen Gewalt fest zu halten, aber sie augenblicklich wieder fallen zu lassen, so wie der electrische Strom unterbrochen wird. Diese erst vor einigen Decennien gemachte Beobachtung hängt innig mit der schon den Alten bekannten Erscheinung zusammen, daß ein natürlich vorkommendes Eisenoxyd, der Magneteisenstein, kleine Eisenspäne aus einer gewissen Entfernung an seiner Oberfläche nach zwei entgegengesetzten Punkten anzieht und diese Eigenschaft auf Eisen- oder Stahlstücke übertragen wird, wenn man diese von der Mitte aus in einerlei Richtung an einem der Anziehungspunkte des Magneteisensteins mehrere Male streicht. Ist der Stahlstab um seinem Mittelpunkt beweglich, so erhält er nach dem Bestreichen mit dem Magneteisenstein noch insbesondere die Eigenschaft, sich sogleich in eine be-

ſtimmte Richtung zu begeben und bei jedesmaligem Abſtoß von dieſer immer in dieſelbe, welche ſehr nahe der Richtung nach beiden Erdpolen entſpricht, zurückzukehren. Wird ein ſo begabter Stahlſtab mit Eiſenfeile beſtreut, ſo hängt ſich dieſe in der größten Menge an den beiden Enden an, während die Mitte davon gänzlich befreit bleibt.

Man nennt die Kraft, welche dieſe Erſcheinungen bedingt, die magnetiſche Kraft oder den Magnetismus, das Eiſenerz, welche dieſe Kraft beſitzt, den Magnetſtein oder den natürlichen Magnet, die Stahlſtange, welche damit begabt worden iſt, den künſtlichen Magnet oder, wenn ſie beweglich iſt, die Magnetnadel und deren äußerſte Enden die magnetiſchen Pole; derjenige Pol, welcher ſich nach dem Nordpol der Erde bewegt, wird fälſchlich der Nordpol (von den Franzoſen richtig der Südpol) und der nach dem ſüdlichen Erdpol ſich bewegende der Südpol (von den Franzoſen Nordpol) und die zwiſchen liegende Stelle, welche keine Anziehung äußert, der Aequator des Magnetes genannt.

Der Magnetismus zeigt dieſelbe Erſcheinung wie die Electricität, nämlich die, daß ſich die gleichnamigen magnetiſchen Pole abſtoßen, die ungleichartigen aber anziehen.

Das Verhalten des Magnetismus zum Eiſen und Stahl iſt verſchieden, obgleich in jedem derſelben beide Arten des Magnetismus vereinigt ſind, in welchem Falle, wie bei der Vereinigung beider Electricitäten keine electriſchen Erſcheinungen der Körper mehr wahrnehmbar ſind, ſie keine magnetiſchen Eigenſchaften beſitzen können. An dem Eiſen können die beiden Arten leicht getrennt und dieſes kann daher vom Magnet ſtark angezogen werden, aber die in ihm hervorgerufene magnetiſche Kraft iſt nur vorübergehend; an dem Stahl laſſen ſich die beiden Arten des Magnetismus ſchwierig trennen und wird er deßhalb nur ſchwach von den ſtärkſten Magneten angezogen, jedoch iſt die Trennung dauernd, wodurch der Stahl ſelbſt ein Magnet wird. In dem Eiſen wird der Magnetismus durch Vertheilung hervorgerufen, ſo daß z. B. ein Stück deſſelben an den Nordpol eines Magnetes gebracht, an dem Berührungsende den Südpol, an dem entgegengeſetzten Ende den Nordpol zeigt, welcher den Magnetismus eines zweiten, dritten u. ſ. w. Eiſenſtückes in derſelben Weiſe zerlegt und ſo durch Anhängung mehrerer Eiſenſtücke eine magnetiſche Kette gebildet wird,

deren einzelne Glieder gegen einander polarische Kräfte besitzen, sie aber augenblicklich verlieren, wenn sie nicht mehr der Einwirkung des Magnetes ausgesetzt sind und in diesem Falle sogleich auseinander fallen. In dem Stahl wird der Magnetismus durch Bestreichen mit einem künstlichen oder natürlichen Magnet hervorgerufen und er wird selbst zum Magnet, der seine magnetischen Eigenschaften nach der Entfernung von dem Erreger fortbehält und sie erst durch starkes Erhitzen verliert. Durch Vereinigung mehrerer magnetisirter Stahlstäbe erhält man Magnete, die weit stärkere magnetische Kraft besitzen, als jedes einzelne Glied desselben, und armirte Magnete genannt werden. Haben die einzelnen magnetisirten Stahlstücke die Hufeisenform, so daß also in dem einen Schenkel die Nordpolarität, in dem andern die Südpolarität hervortritt und wird an die Enden der beiden Schenkel ein breites Stück Eisen — der sogenannte Anker — gelegt, so wird an diesem einerseits Südpolarität, andrerseits Nordpolarität hervorgerufen; der Magnet ist nun gepanzert oder geschlossen und kann an dem an dem Anker befindlichen Haken starke Lasten tragen, die bei guten Magneten, wenn dieselben über 1 Pfund schwer sind, mehr als das Zehnfache dessen Gewichtes betragen können.

Wird eine gleichmäßig starke und genau in der Mitte aufgehängte Stahlnadel, so daß sie eine wagerechte Lage hat, durch Bestreichen an einem Magnet magnetisirt, so verliert sie das Gleichgewicht, selbst wenn der Aufhängepunkt nicht verändert worden ist. Das stattfindende Neigen des einen Schenkels ist jedoch keines Falles durch eine Gewichtszunahme desselben, sondern dadurch bedingt, daß die Erde selbst ein großer Magnet ist, was sich schon darum zeigt, daß die Magnetnadel stets nach einerlei Richtung — nach dem Nord- und Südpol der Erde — zeigt. Die magnetischen Pole der Erde fallen aber nicht genau mit den Erdpolen zusammen, sondern befinden sich am Nordpol etwas südöstlich, am Südpol südwestlich von uns aus betrachtet gelegen, weßhalb man bei der Verfolgung der Magnetnadel nach der nördlichen oder südlichen Richtung nicht nach den Erdpolen, sondern mit immer mehr zunehmender Senkung des einen Schenkels (dem magnetischen Nordpol ist man so nahe gekommen, daß die Nadel fast senkrecht zur Erdoberfläche stand) nach den magnetischen Polen gelangt. Denkt man sich in der von der Magnetnadel angezeigten Richtung eine die Erde umkreisende Linie, so bildet der Kreis den

magnetiſchen Meridian, welcher den durch die Erdpole gehenden Meridian in einem Winkel durchſchneidet, der die Abweichung oder Declination der Magnetnadel von der rein nördlichen genau angiebt. Ebenſo muß die anziehende Kraft der magnetiſchen Pole auf der Magnetnadel an verſchiedenen Orten der Erde ſehr ungleich ſein, wie bereits angegeben iſt, und ihre Neigung oder Inclination, welche am magnetiſchen Aequator gleich 0 iſt, wird um ſo ſtärker, je mehr ſie ſich den magnetiſchen Polen nähert.

Es iſt bereits oben angeführt worden, daß durch den electriſchen Strom Eiſen magnetiſch gemacht werden könne; nimmt man hierzu einen ſchraubenförmig gewundenen und in der Mitte ſo aufgehängten Draht, daß er ſich um ſeine Achſe drehen kann, ſo nimmt derſelbe bei der Durchſtrömung der Electricität die Richtung der Magnetnadel an und zeigt überhaupt alle Eigenſchaften derſelben. Man bezeichnet die Art der Erregung des Magnetismus den Electromagnetismus und ſchließt aus den hervorgerufenen magnetiſchen Erſcheinungen auf die Stärke der Electricität rückwärts, indem man in einen Kreis, welcher aus vielfach aufgewundenen und mit Seide überzogenem Kupferdraht beſteht, eine Magnetnadel ſo anbringt, daß ſie ſich leicht in wagerechter Lage um ihre Achſe drehen kann; werden die Enden des Kupferdrahtes mit den Polen einer electriſchen Kette in Berührung gebracht, ſo umkreiſt der electriſche Strom den ganzen aufgewundenen Draht, und die Magnetnadel wird mehr oder minder ſtark von ihrer gewöhnlichen Richtung abgeleitet oder auch in eine kreiſende Bewegung verſetzt.

Umgekehrt kann durch Magnetismus Electricität erregt werden, indem gegen ein hufeiſenförmig gebogenes, nicht magnetiſches Eiſenſtück, deſſen Schenkel mit Draht überzogen ſind, ein magnetiſirtes Hufeiſen durch lebhafte Umdrehung um ſeine ſenkreiche Achſe eine fortwährende Verwechslung der Pole veranlaßt wird; der dadurch erregte electriſche Strom wird durch den Draht abgeleitet und verurſacht alle Erſcheinungen der electriſchen Säule; die auf dieſe Weiſe erregte Electricität wird die Magneto-Electricität genannt.

Außer dem Eiſen oder Stahl werden nur noch das Kobalt und Nickel von dem Magnetismus afficirt und können ſelbſt magnetiſch gemacht werden. Das Nickel verliert aber ſeinen Magnetismus ſchon bei der Siedehitze des Queckſilbers, während dieſes beim Stahl erſt in der Rothglühhitze eintritt,

und Kobalt den Magnetismus selbst in der Weißglühhitze behält. Auch Chrom soll zu den magnetischen Metallen gehören.

Der Magnetismus giebt uns in der Magnetnadel oder dem Compas den sichersten Wegweiser auf dem Meer, in dichten Wäldern und in Bergwerken. Durch die Anziehung oder Abstoßung der Nadel erkennen wir Eisen und manche seiner Erze, Nickel und Kobalt, oder bestätigen durch Darlegung ihrer magnetischen Eigenschaften noch mehr die Natur dieser Körper. Magnetisirte Stahlstäbe dienen zur Ausziehung von kleinen Stücken Eisen, Eisenerzen und Nickel aus Gemengen und kräftigere Magnete werden sogar benutzt, um in das Auge gesprungene Eisenstücke auszuziehen. Auch hat man in der neueren Zeit vielfache Versuche angestellt, den durch Electricität hervorgerufenen Magnetismus als bewegende Kraft zu benutzen und sind auch diese Versuche nicht immer den Erwartungen entsprechend ausgefallen, so haben sie doch die Andeutung gegeben, welche Kräfte dadurch hervorgerufen werden können. In der electrischen Telegraphie werden durch den electrischen Strom magnetisirte bewegliche Stahlstäbe zum Anschlagen der Glocken benutzt. Auch der Erdmagnetismus mag uns vielleicht später die billigste Quelle zur Electricitätserregung und dadurch das Mittel geben, das Brennmaterial aus dem Wasser darstellen zu können.

Zweiter Abschnitt.

Von den einfachen Stoffen und ihren Verbindungen.

Die einfachen Stoffe (s. S. 12 und 13) zerfallen nach ihren allgemeinen physikalischen Eigenschaften in zwei Hauptgruppen. Die Glieder der einen Gruppe zeichnen sich dadurch aus, daß sie undurchsichtig sind, in vielen Fällen einen bedeutenden Glanz besitzen und gute Leiter für Wärme und Electricität sind; man nennt die einzelnen Glieder Metalle und sie machen die Mehrzahl

der einfachen Stoffe aus. Die Glieder der zweiten Gruppe sind meist durchsichtig und gar keine oder nur schwache Leiter für Wärme und Electricität; sie werden nicht metallische Stoffe, Ametalle oder Metalloide genannt. Beide Hauptgruppen zerfallen in mehrere Unterabtheilungen.

Die Verbindungen der Körper unter einander haben im Allgemeinen dreierlei chemische Eigenschaften, welche von der Art und Weise, wie jene sich gegen andere Körper verhalten, abgeleitet sind.

Gewisse Verbindungen zweier einfachen Körper mit einander heißen Säuren und zeichnen sich dadurch aus, daß sie einen sauren Geschmack besitzen, die blaue Farbe der Veilchen und Schwertlilien in Roth umändern und den sauren Geschmack und die färbende Eigenschaft verlieren, wenn sie mit der hinreichenden Menge irgend einer basischen Verbindung zusammen kommen.

Basische Verbindungen zweier einfachen Stoffe sind solche, welche den eigenthümlichen sogenannten Laugen- oder alkalischen Geschmack der Aschenlauge besitzen, blaue Pflanzenfarben grün und die durch Säuren gerötheten blauen Pflanzenfarben wieder blau machen und alle diese Eigenschaften verlieren, wenn sie mit einer hinreichenden Menge einer Säure zusammenkommen. Sie werden im Allgemeinen Basen, im Besondern auch Alkalien genannt.

Es giebt eine Anzahl Verbindungen, welche zu den Säuren oder Basen gehören, ohne deren Geschmack und Wirkung auf Pflanzenfarben zu besitzen. Beide Eigenschaften sind nämlich bedingt durch die Löslichkeit irgend einer Säure oder Basis in Wasser. Fehlt ihnen diese Löslichkeit, so wird ihre saure oder basische Natur dadurch ermittelt, daß man sie auf die eine oder andere Weise mit einer löslichen Basis oder Säure zusammenbringt, wo dann die Eigenschaften der einen oder anderen verschwinden.

Derjenige chemische Zustand der Verbindungen, in welchem weder der Geschmack oder das Verhalten gegen Pflanzenfarben, noch das differente Verhalten gegen eine bestimmte Säure oder Basis erkannt werden kann, wird als neutral und die Verbindung selbst als eine neutrale Verbindung bezeichnet. Er tritt ein, wenn irgend eine Säure oder Basis mit einer bestimmten Menge irgend einer Basis oder Säure zusammenkommt; da das Product der Verbindung einer Säure mit einer Basis Salz genannt wird, es aber auch Salze giebt, welche noch saure oder basische Eigenschaften besitzen

und deßhalb *saure* oder *basische Salze* genannt werden, so nennt man diejenigen Salze, in welchen keine Eigenschaft einer Säure oder Basis mehr erkannt werden kann, *neutrale Salze*. Im streng wissenschaftlichen Sinn werden diejenigen Salze neutral genannt, in welchen gleiche Mischungsgewichte Säure und Basis oder, aber nur bei mehreren basischen Verbindungen der Metalle, 2 Mischungsgewichte Basis mit 3 Mischungsgewichten Säure verbunden sind. Es giebt jedoch noch eine große Menge Verbindungen, namentlich in dem Pflanzen- und Thierreich, welche ohne aus einer Säure oder Basis zusammengesetzt zu sein, ebenfalls neutral sind; man nennt diese Verbindungen *indifferente*, weil sie sich gegen andere Körper wenig ausgezeichnet verhalten und überhaupt nur eine sehr schwache Verwandtschaftskraft besitzen.

Die Verbindungen zweier einfacher Körper heißen *Verbindungen der ersten Ordnung*; durch die Vereinigung zweier Verbindungen der ersten Ordnung entstehen die *Verbindungen der zweiten Ordnung* und aus diesen die *Verbindungen der dritten Ordnung*, mit welchen aber fast alle chemische Differenz, d. h. die Neigung zur weiteren Verbindung verschwindet und endlich die chemische Thätigkeit den Ruhepunkt erreicht.

Man hat schon früher, indem man bei der Betrachtung der chemischen Verbindungen von ihrer Abstammung geleitet wurde, die chemischen Erscheinungen in zwei Haupttheile, in die *unorganische* und in die *organische Chemie* geschieden. In der neuesten Zeit, wo man von der Betrachtung der einfacheren zu den zusammengesetzteren Verbindungen überging und fand, daß letztere gewisse Elemente in einer Art vereinigt enthalten, die sie fähig machen, unzertrennt mit andern Elementen sich verbinden zu können, d. h. selbst als zusammengesetzter Körper die Rolle eines einfachen Körpers zu spielen, hat man die Chemie in die Verbindungen der *einfachen Radicale* und in die Verbindungen der *zusammengesetzten Radicale* geschieden. Letztere sind mit wenig Ausnahmen solche, die in dem Pflanzen- und Thierreich getroffen oder aus Pflanzen- oder Thierstoffen dargestellt werden, weßhalb sie mit der organischen Chemie zusammenfallen, während die Verbindungen der einfachen Radicale sämmtlich zu der unorganischen Chemie gehören.

Digitized by Google

Chemie der einfachen Radicale.

Unorganiſche Chemie.

Die Chemie der einfachen Radicale umfaßt die Betrachtung der einfachen Körper und die ihrer einfacheren Verbindungen; letztere finden ſich zum Theil fertig gebildet als Minerale, weßhalb man auch dieſen Theil der Chemie die Mineralchemie benennt, zum Theil aber werden ſie künſtlich hervorgebracht und heißen dann chemiſche Präparate. Die praktiſche Chemie lehrt im Allgemeinen die Abſcheidung der Elemente oder einfachere Verbindungen derſelben aus einfacheren oder zuſammengeſetzteren Verbindungen, und die Darſtellung einfacherer und zuſammengeſetzterer Verbindungen aus ihren Elementen oder aus einfacheren Verbindungen. Sie iſt daher ſo wohl eine die Körper zerlegende als auch die Körper zuſammenſetzende Kunſt, zu deren regelgerechter Ausführung nicht allein eine gewiſſe Uebung und Kenntniß mit den zur Abſcheidung oder Zuſammenſetzung dienenden Apparaten und Geräthſchaften, ſondern auch und insbeſonders eine genaue Kenntniß von der chemiſchen Natur der verſchiedenen Körper, von ihrer verſchiedenen Affinität erforderlich iſt. Die kunſtgemäße Ausführung chemiſcher Arbeiten, ſie mögen zerlegender (analytiſcher) oder zuſammenſetzender (ſynthetiſcher) Beſchaffenheit ſein (daher der Unterſchied in analytiſche und ſynthetiſche Chemie), kann nur durch längere Uebung und unter Anleitung Sachverſtändiger erlernt werden.

Iſt dieſe Kunſt erlernt und der Laborant genau mit der chemiſchen Natur der verſchiedenen Arten von irdiſcher Materie bekannt, und kann er geiſtig die Verhältniſſe überſchauen, ſo wird es ihm nicht ſchwer, in neuen Fällen ſelbſtſtändig zerlegende oder zuſammenſetzende chemiſche Arbeiten ausführen zu können*).

*) Die analytiſche Chemie iſt im ſtrengen Sinne nicht von der ſynthetiſchen Chemie zu trennen, da die Abſcheidung eines einfachen Körpers oder einer einfacheren Verbindung nur durch die Bildung einer neuen einfacheren oder zuſammengeſetzteren Verbindung möglich zu machen iſt.

Nach den S. 50 angedeuteten allgemeinen phyſikaliſchen Eigenſchaften ſondert man die einfachen Stoffe in Metalle und Nichtmetalle und betrachtet letztere von Anfang, da ſie meiſt die auffallendſten chemiſchen Erſcheinungen veranlaſſen. In Nachfolgendem werden aber nur diejenigen Stoffe und ihre Verbindungen beſchrieben, welche irgend eine Wichtigkeit auf das allgemeine Leben, Kunſt oder Gewerbe und auf Geſundheitspolizei haben, während die übrigen, die auch mitunter nur ſehr ſelten und dann in geringen Quantitäten vorkommen, nur angedeutet werden und ihre Betrachtung in rein wiſſenſchaftlichen Werken zu finden iſt.

A. Von den Nichtmetallen.

Zu den Nichtmetallen gehören Sauerſtoff, Waſſerſtoff, Stickſtoff, Kohlenſtoff, Chlor, Brom, Jod, Fluor, Schwefel, Selen (Tellur), Phosphor (Arſen, Antimon), Bor und Kieſel. Dieſe Stoffe laſſen ſich nach ihrem Aggregatzuſtand und Verhalten gegen Wärme eintheilen:

1) in beſtändig luftförmige Stoffe, da ſie weder durch Druck noch durch die möglichſt niedrige Temperatur nicht in den flüſſigen oder feſten Zuſtand übergeführt werden können; hierher gehören Sauerſtoff, Waſſerſtoff und Stickſtoff;
2) in leicht vergasbare Stoffe, da ſie ſchon bei gewöhnlicher oder nicht 150° überſteigender Temperatur luftförmig werden; zu ihnen gehören das Chlor, Brom und Jod, vielleicht auch oder zur vorhergehenden Unterabtheilung das für ſich noch unbekannte Fluor;
3) in feſte, ſchmelzbare und flüchtige Stoffe, da ſie bei einer mehr oder minder erhöhten Temperatur ſchmelzen und ſich bei geſteigerter Erhitzung verflüchtigen, d. h. in Dampf verwandeln; hierher gehören Schwefel, Selen (Tellur), Phosphor (Arſen, ohne vorher zu ſchmelzen, und Antimon) und
4) in unſchmelzbare und feuerbeſtändige Stoffe, da ſie bei keiner von uns zu erregenden Temperatur geſchmolzen oder verflüchtigt werden können; zu ihnen gehören Kohlenſtoff, Bor und Kieſel.

In chemiſcher Beziehung ſind die Nichtmetalle in zwei Gruppen zu ſondern, nämlich:

1) in wirkliche, nicht metalliſche Stoffe, in engerem Sinne Nichtmetalle oder Ametalle, welche ſich mit den metallähnlichen und metalliſchen Stoffen ſehr oft unter Feuerentwicklung verbinden und deßhalb auch Zünder oder wegen ihres dem Sauerſtoff analogen Verhaltens Oxygenoide genannt werden; ſie zerfallen wieder:
   a) in Säure- und Baſenerzeugende Stoffe, indem ſie bei der Verbindung mit andern Stoffen ſowohl Säuren als Baſen bilden können; hierher gehören
      α) als reine Säureerzeuger, die jedoch niemals ſelbſt das Radical einer Säure bilden können, d. h. nicht ſelbſt ſäuerungsfähig ſind, der Sauerſtoff und vielleicht auch das Fluor, und
      β) als Säureerzeuger, die auch als Säureradical auftreten können, der Schwefel, das Selen (und Tellur), welche auch, da ſie in den ſogenannten Kieſen vorkommen, die Kieszeuger genannt werden;
   b) in Salzzeuger oder Salzbilder, da ſie mit den Metallen neutrale ſalzähnliche Verbindungen bilden; zu ihnen gehören Chlor, Brom und Jod;
2) in metallähnliche Stoffe, im engeren Sinne Metalloide genannt, welche ſich gewöhnlich bei der Verbindung mit den Zündern entzünden und deßhalb auch Brenner genannt werden; ſie zergliedern ſich:
   a) in Organogene, welche meiſt mit Sauerſtoff verbunden die Grundlage der organiſchen Verbindungen bilden; zu ihnen gehören Kohlenſtoff, Waſſerſtoff und Stickſtoff;
   b) in Oryktogene, welche vorzugsweiſe mit Metallen oder oxydirt und mit Baſen verbunden im Mineralreich vorkommen und ſich zergliedern laſſen
      α) in Erzzeuger, welche gewöhnlich nur als binäre Verbindungen, die aber mit analogen andern verbunden ſein können, im Mineralreich vorkommen und in den Erzen vorzugsweiſe enthalten ſind; hierher gehören Phosphor (Arſen und Antimon);

β) in Glaszeuger, welche mit Sauerſtoff und mit oxydirten Körpern verbunden zum Theil häufig in der Natur vorkommen und in dieſen Verbindungen beſonders künſtlich dargeſtellt, glasähnliche Maſſen bilden; hierher gehören Bor und Kieſel.

In Nachſtehendem werden die Gruppen nicht in der hier angegebenen Reihenfolge betrachtet, ſondern zuerſt der Sauerſtoff, als der in der Natur am meiſten verbreitete und thätige Stoff, dann die Organogene, die Salzzeuger, das Fluor, die Kieszeuger, Glaszeuger und zuletzt die Erzzeuger erörtert, ſo daß durch die beiden metalliſchen Glieder (Arſen und Antimon) der letzteren der Uebergang zu den wirklichen Metallen gebildet wird.

---

1. Sauerſtoff.

Oxygenium O = 8 oder 100,0.

Der Sauerſtoff findet ſich gasförmig und mit Stickſtoffgas vermengt in der atmoſphäriſchen Luft, $^1/_5$ derſelben dem Volumen oder nahe $^1/_4$ dem Gewichte nach ausmachend, ferner mit Waſſerſtoff verbunden im Waſſer, mit Kohlenſtoff, Waſſerſtoff und zuweilen auch mit Stickſtoff in faſt allen Pflanzen- und Thierſubſtanzen, und endlich mit metalliſchen und den übrigen nicht metalliſchen Stoffen verbunden in den meiſten unverbrennlichen (ſogenannten verbrannten) Mineralkörpern.

Man erhält den Sauerſtoff immer gasförmig aus mehreren ſeiner natürlich vorkommenden oder künſtlich erzeugten Verbindungen z. B. aus Braunſtein und rothem Bleioxyd durch Erhitzen für ſich oder mit Schwefelſäure, aus mehreren anderen Oxyden und einigen Salzen, deren Säure reich an locker gebundenem Sauerſtoff iſt, wie z. B. aus chlorſaurem Kali, ſalpeterſaurem Kali oder Natron, durch bloßes Erhitzen[4]).

Der Sauerſtoff iſt im einfachſten Zuſtande elaſtiſch-flüſſig und heißt deßhalb Sauerſtoffgas. Dieſes iſt von 1,026 ſpecif. Gewichte*), permanent-

*) Bei der Angabe des ſpecif. Gewichtes iſt für die Luftarten die atmoſphäriſche Luft, bei den flüſſigen und feſten Körpern das Waſſer als Einheit zu betrachten.

elaſtiſch, völlig farblos, daher unſichtbar und ganz geruch- und geſchmacklos; es wird in geringer Menge vom Waſſer abſorbirt, läßt ſich einathmen und bedingt und unterhält den Keimungsproceß der Pflanzen, den Reſpirationsproceß der Thiere und das Verbrennen aller brennbaren Körper und zwar weit lebhafter, als dieſes in der atmoſphäriſchen Luft geſchieht.

Der Sauerſtoff verbindet ſich, das Fluor ausgenommen, mit allen übrigen Grundſtoffen, wobei, wenn die Verbindung raſch von Statten geht, immer Wärme und häufig auch Licht entwickelt wird. Der Act der Verbindung des Sauerſtoffes mit anderen Körpern wird im Allgemeinen die Oxydation, in beſonderen Fällen auch die Verbrennung oder Verweſung genannt und die dadurch hervorgehenden Verbindungen heißen Oxyde. Dieſe ſind entweder von ſaurer oder von nicht ſaurer Natur; die ſauren Oxyde nennt man Säuren, auch Sauerſtoffſäuren, die nicht ſauren Oxyde aber baſiſche Oxyde oder Salzbaſen, auch Sauerſtoffbaſen, wenn ſie mit der Eigenſchaft begabt ſind, ſich mit Sauerſtoffſäuren zu verbinden und mit dieſen neutrale Verbindungen zu bilden. Solche aus ſauren und baſiſchen Oxyden beſtehende Zuſammenſetzungen nennt man Salze, auch Sauerſtoffſalze, und ſind Verbindungen der zweiten Ordnung. Mehrere Metalle ſind fähig, mit dem Sauerſtoff zwei baſiſche Oxyde zu bilden, und man nennt das ſauerſtoffärmere Oxyd auch Oxydul, die höhere Verbindungsſtufe aber im beſonderen Oxyd (Eiſenoxydul und Eiſenoxyd). Auch mehrere ſäuerungsfähigen Stoffe können mit dem Sauerſtoff verſchiedene ſaure Oxyde bilden; man bezeichnet dann die mächtigſte dieſer Säuren durch Zuſammenſtellung des Namens des Radicals und des Wortes „Säure", wie z. B. Chlor-Säure, Schwefel-Säure u. ſ. w., die ſauerſtoffärmere Säure durch adjective Beendigung des Wortes des Radicales, wie z. B. Schwefelige-Säure, noch ſauerſtoffärmere Säuren durch Vorſetzung von „Unter" an das Adjectiv, wie z. B. Unterſchwefelige-Säure, Unterchlorige-Säure, die ſauerſtoffreicheren Säuren aber durch Verſetzung von „Ueber", wie z. B. Ueberchlor-Säure.

Alle neutralen Salze einer und derſelben Sauerſtoffſäure beſitzen daſſelbe Sauerſtoffverhältniß zwiſchen Säure und Baſis, was man das Sättigungsverhältniß nennt. So verhält ſich in den neutralen ſchwefelſauren Salzen der Sauerſtoff der Säure zu dem der Baſis wie 3 : 1, wie z. B. ſchwefelſaures

Kali = KO, SO_3, schwefelsaures Eisenoxydul = FeO, SO_3, schwefelsaures Eisenoxyd = $2\,FeO_{1,5}$, $3\,SO_3$ oder Fe_2O_3, $3\,SO_3$ (3 : 3 × 3 = 1 : 3) ist, wodurch das S. 52 über neutrale Salze Gesagte erklärlich wird. Ist in einem Salze der Sauerstoffgehalt der Säure größer oder geringer im Verhältniß zu dem Sauerstoffgehalt der Basis, so ist dieses ein saures oder ein basisches Salz, wie z. B. in dem sauren schwefelsauren Kali (= KO. $2\,SO_3$) sich der Sauerstoff der Säure zu dem der Basis wie 6 : 1, in dem mit Eisenoxyd digerirten schwefelsauren Eisenoxyd (= $FeO_{1,5}$, SO_3) wie 3 : 1,5 verhält. Da in dem einen Falle die doppelte Menge Sauerstoff, in dem andern aber nur die Hälfte vorhanden ist, so nennt man derartige Verbindungen auch *zweifach-* oder *halbsaure Salze*, z. B. zweifach-schwefelsaures Kali, halb-schwefelsaures Eisenoxyd, ferner vierfach-oxalsaures Kali (= KO, 4 O), drittel-schwefelsaures Eisenoxyd (= Fe_2O_3, SO_3) u. s. w.

Mehrere basische Oxyde haben die Eigenschaft, noch $^1/_2$ oder 1 Antheil Sauerstoff oder Metall aufzunehmen und sich dabei in Oxyde von indifferenter Natur zu verwandeln; solche weder sauer noch basisch sich verhaltende Oxyde, die ein Uebermaß von Sauerstoff enthalten, nennt man *Superoxyde* oder *Hyperoxyde*, und benutzt sie, da sie einen Theil des Sauerstoffes beim Erhitzen oder bei der Einwirkung von Säuren wieder abgeben, zur Darstellung des Sauerstoffgases. Diejenigen Oxyde, welche mehr Metall als die niedrigste salzfähige Basis derselben Metalles enthalten, heißen *Suboxyde* oder *Suboxydule* und entlassen bei der Einwirkung von Säure den Ueberschuß des Metalles.

Mehrere Oxyde eines und desselben Stoffes von bestimmter basischer und saurer Natur haben die Eigenschaft, sich untereinander zu verbinden, und man nennt derartige Verbindungen, die auch zwischen Oxyden verschiedener Stoffe vorkommen, *Doppeloxyde* und *Doppelsäuren*, wie z. B. Eisenoxydoxydul (= FeO, Fe_2O_3), Chromeisenstein (= FeO, Cr_2O_3), salpetrige Salpetersäure (= NO_3, NO_5) u. s. w.

Nach der Entdeckung des Sauerstoffes und mit der Aufstellung der neuen antiphlogistischen Theorie glaubte man lange Zeit, derselbe sei gleichsam das säurebildende Princip und bildete daher seinen Namen. Seit der Zeit aber, daß man auch Verbindungen des Sauerstoffes mit anderen Körpern als reine Gegen-

ſätze einer Säure erkannte und Säuren aufgefunden wurden, die gar keinen Sauerſtoff enthalten, hat dieſe Bezeichnung ihre Bedeutung verloren und iſt nur aus Gewohnheit beibehalten worden.

Betrachtet man die Erſcheinungen in der Natur, welche durch die Thätigkeit des in der atmoſphäriſchen Luft enthaltenen Sauerſtoffes bedingt ſind, ſo findet man, daß derſelbe der wichtigſte und einflußreichſte aller einfachen Stoffe iſt. Als die wichtigſten Erſcheinungen ſeiner Thätigkeit ſind hervorzuheben:

1) Die Verbrennung, wenn brennbare Körper der Einwirkung der atmoſphäriſchen Luft bei gewöhnlicher oder erhöhter Temperatur ausgeſetzt werden.

Die raſche Verbrennung iſt mit ſtarker Wärme- und Lichtentwickelung verbunden und ſie wird täglich unternommen, um entweder zu heizen oder zu erleuchten oder brennbare Körper für irgend einen Zweck vorzubereiten. Die Producte der Verbrennung bleiben entweder zurück, wenn ſie feuerbeſtändig ſind, oder ſie ſind gasartiger oder dampfförmiger Beſchaffenheit, in welchem Falle ſie in die umgebende Luft entweichen, aus welcher ſie ſich entweder bei der Abkühlung verdichten und niederſchlagen, oder, wie die Kohlenſäure — ein Verbrennungsproduct aller vegetabiliſchen und animaliſchen Subſtanzen — zur Ernährung neuer Pflanzen dienen.

Die langſame Verbrennung brennbarer Körper iſt nicht mit Licht- und auch nicht immer mit Wärmeentwicklung verbunden, aber gleichfalls durch Einfluß des atmoſphäriſchen Sauerſtoffes, jedoch nur bei Gegenwart von Feuchtigkeit bedingt. Sie ſtellt ſich ſelbſt bei manchen Metallen ein, wie z. B. beim Eiſen ſehr merklich durch das Roſten deſſelben, bei Blei, Kupfer u. ſ. w. ſchwächer durch das Anlaufen. Am wichtigſten iſt aber die langſame Verbrennung bei animaliſchen und vegetabiliſchen Körpern, welche nicht mehr dem Einfluß der Lebensthätigkeit unterworfen ſind Derartige Körper verändern ſich durch den Einfluß der feuchten atmoſphäriſchen Luft mit Ausnahme ihrer unorganiſchen Verbindungen nach und nach gänzlich, indem ihr Kohlenſtoff und Waſſerſtoff in Kohlenſäure und Waſſer verwandelt wird, und ihr Stickſtoff, wenn ſie ſolchen enthalten, entweder entweicht oder unter gewiſſen Umſtänden — bei Gegenwart ſtark baſiſcher Körper — geſäuert und in Salpeterſäure verwandelt wird.

Dieſe langſame Verbrennung der organiſchen Körper wird im Beſonderen die Verweſung genannt; ſie kann unter gewiſſen Umſtänden eine ſo ſtarke Reaction des atmoſphäriſchen Sauerſtoffes auf den noch nicht verweſten Theil hervorrufen, daß ſich dieſer erwärmt und zuletzt ſogar in die raſche Verbrennung übergeht, d. h. in Flamme ausbricht; ſo iſt es bekannt, daß feucht eingebrachtes Heu, mit Oel befeuchtetes Zeug beim Aufeinanderliegen u. ſ. w. ſich entzündet, indem die anfänglich wenig merklich entwickelte Wärme ſich im Inneren der genannten Gegenſtände anſammelt, dieſe höher erhitzt und ſo um ſo empfänglicher für den Einfluß des Sauerſtoffs macht. Der Landwirth ſucht die Verweſung der in den Ackerboden übergeführten oder darin enthaltenen organiſchen Körper durch öfteres Umpflügen, d. h. durch Auflockern des Erdreiches zu beſchleunigen und dadurch um ſo ertragreicher zu machen, indem ſowohl die Verweſungsproducte, als auch die unorganiſchen Beſtandtheile der verweſenden Körper dadurch der neu ſich entwickelnden Pflanzen in gehöriger Menge und raſch zugeführt werden. Bei der Raſenbleiche der Leinen- und Baumwollenzeuge wird die Verweſung im Großen techniſch angewendet, um farbige, mit der Faſer vorkommende oder durch die Bearbeitung hineingebrachte Stoffe zu entfernen; ſo wie das Zeug im befeuchteten Zuſtande dem Sonnenlicht ausgeſetzt wird, beginnt die Verweſung, es entweicht die gebildete Kohlenſäure und das Zeug verliert mit jedem Moment an Gewicht. Läßt man die Einwirkung lange fortdauern, ſo verliert das Zeug ſeinen Zuſammenhang und verwandelt ſich in eine papierähnliche Maſſe, welche fortwährend der Verweſung unterworfen bleibt, wenn die Bedingungen dazu, atmoſphäriſche Luft und Feuchtigkeit, vorhanden ſind, bis ſie zuletzt gänzlich verſchwindet.

Das Waſſer verſchluckt, beſonders wenn es in Bewegung iſt, eine Quantität atmoſphäriſche Luft, aber die Beſtandtheile derſelben in einem anderen Verhältniß, ſo daß auf $^2/_3$ Stickſtoffgas $^1/_3$ Sauerſtoffgas kommt. Dieſer Sauerſtoff iſt die Urſache, daß todte organiſche Körper unter Waſſer verweſen, was bei Vertheilung derſelben ſehr raſch geſchieht, ſo daß fließendes Waſſer, in welches ſich die mannigfaltigſten organiſchen Körper ergießen, ſich ſelbſt wieder reinigt und für das Leben der Waſſerthiere und durch die gebildete Kohlenſäure für das Gedeihen der Waſſerpflanzen tauglich bleibt. Todte thieriſche Körper in fließendes Waſſer gelegt, hinterlaſſen nach einem gewiſſen Zeitraum

weiter nichts, als Knochenſubſtanz und Fett, indem die Subſtanz der Haut, Muskeln, Zellen und Sehnen im Anfang, das Fett aber erſt viel ſpäter verweſet.

Verweſende Körper haben die Eigenſchaft, auch andere Körper, die für ſich bei gegebenen Bedingungen der Verweſung dieſer nicht unterworfen werden, in den Zuſtand der Verweſung zu ſetzen. Ein Beiſpiel hierfür giebt der waſſerhaltige Weingeiſt; dieſer kann in dampfförmigen Zuſtand mit atmoſphäriſcher Luft oder reinem Sauerſtoffgas in Berührung verſetzt werden, ohne eine Veränderung zu erleiden; iſt aber zugleich eine der Verweſung unterworfene Subſtanz vorhanden, wie z. B. im Bier oder Wein, welche ſehr ſchwache Auflöſungen von Weingeiſt in Waſſer mit organiſchen Körpern ſind, ſo tritt bei letzteren die Verweſung bei dem Zutritt der Luft zuerſt ein und wird auf den vorhandenen Weingeiſt mit übergeführt, der aber nicht in die einfachſten Verbindungen, in Kohlenſäure und Waſſer, ſondern in letzteres und in Eſſigſäure verwandelt wird, die nun mit dem vorhandenen Waſſer den Bier- oder Weineſſig darſtellt. Selbſt einfache Körper, wie der Waſſerſtoff, können durch in Verweſung begriffene Körper zur Verbindung mit Sauerſtoff disponirt werden.

Sind organiſche Körper nur einen unvollkommenen Zutritt der atmoſphäriſchen Luft ausgeſetzt, ſo tritt die Vermoderung ein. Steinkohlen, Braunkohlen, Torf, Humus, Schlamm aus Teichen u. ſ. w. ſind vermoderte Pflanzentheile, auf welche der atmoſphäriſche Sauerſtoff nur ſo weit wirken konnte, daß ihnen entweder der Waſſerſtoff theilweiſe oder gänzlich entzogen wurde und reine oder waſſerſtoffhaltige Kohle (mit den unorganiſchen Beſtandtheilen der Pflanzen und der umgebenden Erdſchicht) zurückblieb oder nur die Zerſetzung einleiten konnte und eine Wechſelwirkung zwiſchen Kohlenſtoff und Waſſerſtoff herbeigeführt wurde. Solche Subſtanzen ſind für ſich nicht für die Vegetation tauglich, werden es aber im hohen Grade, wenn ſie den Bedingungen der Verweſung unterworfen werden.

Auch die Gährung und Fäulniß der organiſchen Körper iſt durch den Einfluß des Sauerſtoffes bedingt, indem hierdurch einzelne Theile derſelben in Verweſung übergehen, dieſe dann aber ohne weitere Einwirkung des Sauerſtoffes die Gährung oder Fäulniß hervorruft (vergl. ein Weiteres in der 2. Abth. Chemie der zuſammengeſetzten Radicale).

Aus dem Angeführten geht hervor, daß die Verbrennung und Verweſung der organiſchen Körper durch den Sauerſtoff der atmoſphäriſchen Luft bedingt, daß für die Verbrennung eine gewiſſe Temperaturerhöhung, für die Verweſung aber neben gewöhnlicher Temperatur auch die Gegenwart von Waſſer nöthig iſt. Es folgt daraus, daß die Verbrennung oder Verweſung unterbrochen wird, wenn die eine oder beide Bedingungen derſelben beſeitigt werden. Entzieht man einem brennenden Körper den Zutritt der atmoſphäriſchen Luft, wie z. B. in den Oefen durch Verſchließen der Züge, ſo muß er verlöſchen oder er kann, da in dieſer nicht der vollkommene Abſchluß der Luft bewirkt wird, nur fortglimmen. Wird ein der Verweſung fähiger Körper getrocknet, d. h. von allem Waſſer befreit, das nicht zu ſeiner Exiſtenz gehört, ſo kann er dem Zutritt der Luft ausgeſetzt werden, ohne in Verweſung überzugehen, und man benutzte früherhin dieſes Verhalten, Pflanzen- und Thierſtoffe durch Austrocknen für längere Zeit zum Speiſegebrauch aufzubewahren. Bleiben die der Verweſung fähigen Körper mit Waſſer in Berührung, werden aber gegen den Zutritt der Luft geſchützt, ſo gehen ſie zwar nicht in Verweſung, aber, da vom Anfang der Zutritt der Luft nicht gehindert werden konnte und ein Minimum derſelben im Stande iſt, die Verweſung einzuleiten, durch die geringſte Menge eines verweſenden Körpers in Fäulniß über, indem die der Fäulniß fähigen Körper ſich durch die Beweglichkeit ihrer Elemente, d. h. durch das Beſtreben derſelben, neue einfachere Verbindungen einzugehen, auszeichnen. Dieſe Beweglichkeit der Elemente der fäulnißfähigen Stoffe wird aber ohne Ausnahme bei Allen bei der Siedhitze des Waſſers aufgehoben und ſie erhalten ſich dann, wenn ſie gegen den Zutritt der Luft geſchützt ſind, unverändert. Man benutzt dieſes Verhalten jetzt ſtatt des früheren Verfahrens, nach dem man die Speiſevorräthe getrocknet, geſalzen oder geräuchert aufbewahrte, und erhält ſich ſo friſche, bei Krankheiten unbedingt nothwendige Nahrungsmittel, indem man Suppen, Gemüſe, Frucht- und Fleiſchſpeiſen im fertigen Zuſtande in luftdicht zu verlöthende Büchſen von Weißblech einſchließt und dieſe dann in Waſſer 3—4 Stunden lang kochend erhitzt, wobei der etwa vorhandene Sauerſtoff abſorbirt und der organiſche Körper in dem Zuſtand übergeführt wird, daß er nicht in Fäulniß übergehen kann. Eine Zerſetzung, d. h. Verweſung und dadurch hervorgerufene Fäulniß

tritt bei ſo vorbereiteten erſt dann ein, wenn ſie wiederum der Einwirkung des Sauerſtoffgaſes oder der atmoſphäriſchen Luft ausgeſetzt werden.

2) Das Athmen. Dieſes wird bei den Menſchen und Säugethieren durch Erweiterung und Verengerung der Bruſthöhle bedingt; indem das im erſchlafften Zuſtande gewölbte und im angeſpannten — beim Einathmen — durch Herabſteigen der Wölbung flach werdende Zwerchfell den Raum der Bruſthöhle vergrößert und die Oberfläche der Lungen den ſich ausdehnenden Wänden der Bruſthöhle folgt, wird die ganze Lunge ausgedehnt und die atmoſphäriſche Luft ſtürzt ſich durch die Luftröhren und deren Zweige in die Zellen hinein. Die Luftröhrenzweige veräſten ſich auf eine ungemein vielfältige Weiſe in dem Lungenparenchim, und die feinſten Enden gehen endlich in blaſenförmige Erweiterungen über, welche nicht mit einander communiciren und deren Wandungen mit der peripheriſchen Netzhaut bedeckt ſind.

Obgleich das in den Blutgefäßen (welche neben den Luftröhren die Lungenmaſſe bilden) befindliche Blut und die in letzteren enthaltene atmoſphäriſche Luft nicht in unmittelbarer Berührung ſtehen, ſo wird doch letztere durch die feuchten Häute, welche — wie alle weichen thieriſchen Theile — für gasförmige und flüſſige Stoffe durchdringbar ſind, nach dem Blut, und zwar wegen der außerordentlich großen Oberfläche dieſer Häute ſehr raſch übergeführt.

Früher war man der Anſicht, daß das atmoſphäriſche Sauerſtoffgas ſogleich in der Lunge auf die kohlenſtoffhaltigen Blutbeſtandtheile oxydirend wirke und wurde zu dieſer Anſicht beſonders dadurch hingeleitet, daß die ausgeathmete Luft meiſt dieſelbe Menge Kohlenſäure enthält, als aus ihr Sauerſtoffgas verſchwunden iſt (das Volumen des Sauerſtoffgaſes wird bei ſeiner Verbindung mit Kohlenſtoff zu Kohlenſäure nicht verändert). Durch Verſuche und Erfahrungen iſt man aber zu der jedenfalls richtigeren Anſicht gelangt, daß die atmoſphäriſche Luft als Ganzes aus den Luftröhren nach den Blutgefäßen dringe und aus deren Blutinhalt die während des Blutumlaufes aus den Blutkörperchen gebildete und in der ganzen Blutmaſſe aufgenommene, durch die Einwirkung der früher eingeathmeten Luft entſtandene Kohlenſäure nebſt dem Stickſtoffgas und unverändertem Sauerſtoffgas verdränge, welche Gasarten dann aus den Blutgefäßen nach den Luftröhren übergehen und ausgeathmet werden. Es laſſen ſich hierbei keine genauen Grenzen ziehen; das Blut enthält immer Kohlenſäure und

Sauerstoffgas zugleich, in den venösen waltet jedoch die Kohlensäure, im arteriellen Blute aber das Sauerstoffgas vor.

Das Sauerstoffgas ist für den Athmungsproceß unbedingt nothwendig; jedoch ist es, für sich eingeathmet, nicht von so gutem Erfolg, als in einer Mischung mit einem, das Leben nicht gefährdenden Gase, wie mit Wasserstoffgas oder — wie in der atmosphärischen Luft — mit Stickstoffgas, welche die zweckmäßigste für alle außerhalb des Wassers lebenden Geschöpfe sein muß. Reines Stickstoffgas oder Wasserstoffgas wirken eingeathmet nur deßhalb tödlich, weil den Geschöpfen kein Sauerstoffgas mit zugeführt wird.

Durch die Aufnahme von Sauerstoffgas im Athmungsproceß und durch die ihn zu Folge habende Bildung von Kohlensäure werden den Bluttheilen gewisse Bestandtheile entzogen, die durch geeignete Körper wieder ersetzt werden müssen, wenn das thierische Leben nicht gefährdet werden soll. Ein erwachsener gesunder Mensch nimmt täglich gegen 2 Pfund Sauerstoffgas in sich auf, welche Masse nahe $^3/_4$ Pfund Kohlenstoff aus den Blutbestandtheilen in Kohlensäure verwandelt, die mit der ausgeathmeten Luft ausgestoßen wird. Dieser Verlust wird ersetzt durch die Nahrungsmittel, welche immer kohlenstoffhaltig sind, sie mögen fester oder flüssiger Beschaffenheit sein. Es ist demnach natürlich, daß die Menge der Nahrungsmittel im Verhältniß zu der Masse des eingeathmeten Sauerstoffgases stehen muß; je thätiger die Respirationswerkzeuge sind, um so mehr sind Nahrungsmittel bedürftig, aber unverträglich sind Ueberfluß von Nahrungsmitteln und Mangel an Sauerstoffgas, wie z. B. bei die Bewegung nicht liebenden Polyphagen, während aber auch starke Bewegung und dem zu Folge habende größere Respirationsfähigkeit für Menschen mit schwachen Verdauungswerkzeugen nachtheilig ist. Ferner haben die Temperatur und der Feuchtigkeitszustand der atmosphärischen Luft Einfluß auf die Masse von Nahrungsmitteln, welche bei der Respirationsthätigkeit erfordert werden; warme oder sehr feuchte Luft enthält weniger Sauerstoffgas, als ein gleiches Volumen kalte oder trockene Luft; beim Athmen wird von dieser in die Lungen mehr aufgenommen, als von jener, also auch mehr Sauerstoffgas zur Einwirkung auf die Blutbestandtheile gebracht und diese müssen also durch eine größere Menge von Nahrungsmitteln wieder ersetzt werden, als bei warmer oder feuchter Luft nothwendig ist. Dasselbe findet auch in den niederen, den Meeresspiegel wenig über-

ragenden Gegenden statt, während auf hohen Bergen, wo wegen des verringerten Druckes die Luft ausgedehnter ist, eine geringere Menge von Kohlenstoff in den Nahrungsmitteln dem thierischen Körper zuzuführen ist.

Der durch die Blutcirculation im Körper verbreitete Sauerstoff ist durch seine Einwirkung auf die kohlenstoffhaltigen Bestandtheile des Blutes oder, was auch möglich ist, auf andere Materien des Körpers die Quelle der thierischen Wärme, welche von der äußeren Temperatur unabhängig ist. So wie nun bei der Schnellessigfabrikation durch die Einwirkung des atmosphärischen Sauerstoffgases auf den fein zertheilten Weingeist in den sogenannten Essigbildern eine höhere Temperatur eintritt, als die umgebende Luft zeigt, indem durch die stille Verbrennung eines Theiles des Wasserstoffes des Weingeistes eine gewisse Summe von Wärme entwickelt wird, eben so findet im thierischen Körper die Verbindung des Kohlenstoffes mit dem Sauerstoff unter Wärmeentwicklung statt. Da aus einer bestimmten Menge eines brennbaren, d. h. oxydirbaren Körpers stets eine bestimmte Summe von Wärme entwickelt wird, nur daß sich die erzeugte Wärmemenge je nach der Art der Verbrennung auf ungleiche Zeiten vertheilt, so ist es klar, daß mit der größeren Thätigkeit der Athmungswerkzeuge in einem gewissen Zeitraume eine größere Masse von Kohlenstoff verbrennt und demnach eine größere Menge von Wärme entwickelt wird, als bei schwacher Respirationsthätigkeit, wie z. B. Kinder, deren Respirationswerkzeuge in der größten Thätigkeit sind, und die deßhalb häufiger und im Verhältniß mehr Nahrungsmittel zu sich nehmen müssen, als ein Erwachsener, 39° Erwachsene aber und 37,5° Blutwärme zeigen. Der dadurch erwärmte thierische Körper verhält sich aber gegen seine Umgebung wie jeder warme Körper, indem er Wärme an diese abgiebt, wenn die Temperatur derselben niedriger ist, als seine eigene; er wird abgekühlt. Diese Abkühlung findet um so rascher statt, je niedriger die Temperatur der Umgebung ist, und zur Erhaltung der ursprünglichen Temperatur wird eine unausgesetzt große Thätigkeit der Respirationswerkzeuge und eine der Thätigkeit dieser entsprechende Masse von Nahrungsmitteln erfordert, woraus es erklärlich wird, weßhalb die Nordländer eine so große Masse von Speisen zu sich nehmen können, weßhalb ein warmgekleideter Mensch weniger Nahrung bedarf, als ein weniger warm Bekleideter, weßhalb überhaupt im Winter mehr Nahrung nöthig ist, als im Sommer. Als allgemeines Gesetz ist daher aus dem Vorhergehenden auf-

zustellen, daß sich die Menge der zu genießenden Speisen nach der Anzahl der Athemzüge, nach der Temperatur und dem Feuchtigkeitszustand der Luft, welche eingeathmet wird, und nach der Quantität von Wärme, welche der thierische Körper nach Außen abgiebt, richten muß.

3) Die Vegetation. Die Entwicklung und das Gedeihen der Pflanzen ist ebenfalls durch den Einfluß des atmosphärischen Sauerstoffgases bedingt. Ein Same keimt nicht im luftleeren Raume, in Wasserstoffgas, Stickstoffgas oder Kohlensäuregas, sondern nur in Sauerstoffgas oder atmosphärischer Luft, indem er hierbei jenes absorbirt und ein gleich großes Volumen Kohlensäure ausgiebt. Der Sauerstoff scheint bei dem Keimungsproceß anfangs nur den Zweck zu haben, die chemische Action zwischen den Elementen des stickstoffhaltigen Eiweißkörpers hervorzurufen, welche sich dann den Elementen des Zuckers mittheilt, der dem zu Folge in Kohlensäure und Weingeist zerfällt; der Weingeist aber, welcher als solcher sehr bald den weitern chemischen Proceß verhindern würde, absorbirt im Momente seiner Bildung Sauerstoffgas und verwandelt sich in Essigsäure, welche aus den kohlensauren Erden im Boden Kohlensäure entwickelt, die zugleich mit der aus dem Zucker gebildeten zur Nahrung der jungen Pflanze dient und die Basen auflöst, daß sie von den Pflanzen zum Bedarf der weitern Entwicklung resorbirt werden können.

Nach der Entwicklung der Wurzeln und der grünen Theile einer Pflanze hört der atmosphärische Sauerstoff auf, unmittelbar auf das weitere Gedeihen der Pflanzen Einfluß zu haben. Er wirkt dann nur mittelbar durch die oxydirende Wirkung auf gewisse Bestandtheile des Bodens und gewisse Secretionsproducte der Wurzeln. Die Secretionen der Wurzeln, die organisch-vegetabilischen Ueberreste im Boden und die zugeführten animalischen Stoffe des Düngers werden unter Mitwirkung von Feuchtigkeit und Wärme durch den Sauerstoff in Wasser und Kohlensäure verwandelt, die von den Pflanzen durch die Wurzeln aufgezogen wird oder basische Erden auflöst und so für die Pflanzen assimilirbar macht. Aus stickstoffhaltigen thierischen Stoffen wird zugleich mit der Wasser- und Kohlensäurebildung Ammoniak entwickelt, welches ebenfalls zur Bildung gewisser Pflanzenbestandtheile erforderlich ist.

Gewisse Pflanzen oder einzelne Theile derselben ziehen jedoch auch später noch Sauerstoff aus der Luft an, was aber nur dadurch bedingt ist, daß diese

Pflanzen gewiſſe Beſtandtheile enthalten, welche nicht mehr eigentliche lebende Theile, ſondern durch den Vegetationsproceß hervorgegangene, dieſem aber nicht mehr angehörende Stoffe ſind, nicht mehr durch die Lebenskraft geſchützt werden, ſondern vielmehr dem chemiſchen Einfluß, der Einwirkung des Sauerſtoffes, alſo der Verweſung unterworfen ſind. Solche Stoffe ſind von ätheriſch-öliger, fetter oder harziger Beſchaffenheit und erleiden auch außerhalb der Pflanze eine Veränderung durch Aufnahme von Sauerſtoff. Auch im Herbſt, wo wegen der Kürze der Tage und der niedrigern Temperatur die Pflanze nicht die zum ferneren Wachsthum erforderliche Menge von Kohlenſäure abſorbiren und zerſetzen kann, beginnt, beſonders zuerſt in den Blättern eine Aufnahme von Sauerſtoff oder die Verweſung, welche ſich bei den einjährigen Pflanzen auf alle Theile, bei den perennirenden nur auf die Blätter wirft und ſich mit der Beginnung an dem Gelb oder Rothwerden der Blätter kund giebt.

Bei den Proceſſen der Verbrennung und Verweſung, beim Athmen der Thiere und Keimen der Pflanzen werden fortwährend ſo große Maſſen von Sauerſtoffgas aus der atmoſphäriſchen Luft abſorbirt, daß es ohne Erſatz bald gänzlich verzehrt oder dieſe durch die in den genannten Proceſſen ſich bildende Kohlenſäure für das Leben gänzlich untauglich gemacht werden müßte. Seit etwa 70 Jahren kennt man hinreichende Mittel, um die Zuſammenſetzung der atmoſphäriſchen Luft zu erforſchen und man hat bis jetzt noch keine Verminderung des Sauerſtoffgaſes wahrgenommen; auch läßt ſich nach vielen geſchichtlichen Thatſachen annehmen, daß die atmoſphäriſche Luft niemals reicher an Sauerſtoffgas geweſen iſt als jetzt. Es muß demnach das Sauerſtoffgas auf irgend eine Weiſe wieder erſetzt werden; bis jetzt kennt man nur eine Quelle, aber dieſe ſcheint auch die einzige, jedoch ausreichende zu ſein. Die Pflanzenwelt bedarf nämlich nach dem Keimungsproceß zur weiteren Entwicklung der Kohlenſäure, welche einzig und allein den Beſtandtheil für die Holzſubſtanz, den Kohlenſtoff, liefert; die Kohlenſäure iſt aber derjenige Körper, welcher neben Waſſer bei dem Verbrennen und Verweſen organiſcher Stoffe, beim Athmen der Thiere und beim Keimen der Pflanzen durch den Einfluß des Sauerſtoff-

gases erzeugt wird. Sie theilt sich der atmosphärischen Luft mit und wird aus dieser unmittelbar von den Blättern der Pflanzen oder nach ihrer Präcipitation durch Wasser aus dem Boden durch die Wurzeln absorbirt und in der Pflanze unter dem Einfluß des Sonnenlichtes zersetzt, indem sich der Kohlenstoff mit den Elementen des Wassers verbindet, das Sauerstoffgas aber abgeschieden wird und sich der Luft mittheilt. Besonders rasch findet die Ausscheidung des Sauerstoffgases an Pflanzen mit dicken fleischigen Blättern statt, und man kann solche sogar zur Darstellung von reinem Sauerstoffgas benutzen, wenn man sie, wie z. B. Sempervivum tectorum, unter kohlensäurehaltigem Wasser dem Einfluß des Sonnenlichtes aussetzt.

Die Wichtigkeit des Sauerstoffgases ergiebt sich aus dem Angeführten. Es wird bei Scheintodten oder bei durch Einathmen schädlicher Luftarten besinnungslos gewordenen Personen als Belebungsmittel angewendet, indem man es in die Lungen einbläst. Auch benutzt man es zur Darstellung des Knallgases und als Belebungsmittel für die Flamme der Brennstoffe, z. B. für die Weingeistflamme, um in ihr eine höchst intensive Hitze hervorzurufen; ferner zur Bereitung wasserfreier Phosphorsäure und mehrerer anderer Oxyde.

---

2. Wasserstoff.

Hydrogenium. H = 1 oder 12,50.

Der Wasserstoff ist die brennbare Grundlage des Wassers und findet sich nie (oder nur in höchst geringer Menge in der atmosphärischen Luft) frei, sondern stets mit anderen Stoffen verbunden, wie mit 8/9 Sauerstoff im Wasser, mit Kohlenstoff im feurigen Schwaden der Steinkohlenbergwerke, in der Sumpfluft, in dem Bergöl und Bergtalg, mit Stickstoff im Ammoniak, mit Schwefel in Schwefelwasserstoff, und ist ein Bestandtheil aller organischen Körper. Man erhält den Wasserstoff stets durch Zersetzung des Wassers auf chemischem oder electrischem Wege.[5])

Der Wasserstoff ist im einfachsten Zustand elastisch-flüssig und heißt deßhalb Wasserstoffgas. Dieses ist permanent-elastisch, völlig farblos, von 0,0688 spec. Gewicht und daher 16 mal leichter als Sauerstoffgas oder 14 mal leichter als atmosphärische Luft, ohne Geruch und Geschmack und in Vermischung mit Sauerstoffgas athembar. Es ist nicht zündend, sondern brennbar, und verbrennt beim Zutritt der Luft entzündet mit schwachbläulicher Flamme. Das mit der $2^1/_2$fachen Raummenge atmosphärischer Luft oder $^1/_2$ Volumen Sauerstoffgas vermengte Wasserstoffgas entzündet sich plötzlich und mit lautem Schlage, wenn das Gasgemische mit einem brennenden Körper oder mit schwammigem Platin in Berührung kommt oder wenn der electrische Funken durch dasselbe schlägt, und man nennt deßhalb ein solches Gasgemische Knallgas oder Knallluft; das Product der Verbrennung ist stets Wasser und bei atmosphärischer Luft wird hierbei reines Stickstoffgas hinterlassen. Das Wasserstoffgas entzieht in der Hitze den meisten Oxyden der schweren Metalle den Sauerstoff und läßt sich mit verschiedenen andern einfachen Stoffen verbinden. Die Verbindungen sind bei mittlerer Temperatur und unter dem gewöhnlichen Luftdruck meist gasförmig, die mit den Salzzeugern (Chlor, Brom und Jod) und Kieszeugern (Schwefel, Selen und Tellur) sind saurer Natur und heißen deßhalb Wasserstoffsäure; die mit den Erzzeugern (Phosphor, Arsen und Antimon) sind indifferenter und die mit Stickstoff ist stark alkalischer Natur.

Man wendet das Wasserstoffgas wegen seiner Leichtigkeit zur Füllung der Luftballons an, jedoch wird es bei den größeren Ballons durch das billigere Steinkohlengas ersetzt. Es dient ferner zur Füllung der electrischen oder Lichtenberg'schen und der Platin- oder Döbereiner'schen Feuerzeuge, wo es aus beiden beim Einströmen in die atmosphärische Luft durch den electrischen Funken oder Platinschwamm entzündet wird. Das Gemische des Wasserstoffgases mit $2^1/_2$ Volumen atmosphärischer Luft oder $^1/_2$ Volumen Sauerstoffgas dient zur Füllung des Knallgasgebläses, durch welches, wenn das Gasgemenge im comprimirten Zustande ausströmend angezündet wird, die intensivste Hitze hervorgerufen wird. Das Knallgas läßt sich auch zum Sprengen benutzen, da es aus weiter Entfernung mittelst zweier Drähte durch den electrischen Funken entzündet werden kann. Mit atmosphärischer Luft vermengt und ein-

geathmet, macht es die Stimme heller und reiner, verurſacht aber auch Schläfrigkeit. Die Chemiker benutzen insbeſondere das Waſſerſtoffgas zur Reduction von Metalloxyden und zu eudiometriſchen Verſuchen.

Die wichtigſte Verbindung des Waſſerſtoffes iſt die mit dem Sauerſtoff, bekannt als

Waſſer.

Dieſes entſteht in allen Fällen, wenn Waſſerſtoffgas in Berührung mit Sauerſtoff oder ſauerſtoffhaltigen Körpern z. B. mit den Oxyden der ſchweren Metalle erhitzt wird, wobei ſich immer dem Raum nach 2 Volum. Waſſerſtoffgas mit 1 Volum. Sauerſtoffgas, dem Gewicht nach 1 Th. Waſſerſtoff mit 8 Th. Sauerſtoff verbindet. Das Waſſer beſteht alſo aus gleichen Miſchungsgewichten Waſſerſtoff und Sauerſtoff, weshalb ſeine Zuſammenſetzung durch HO, es aber auch für manche Fälle durch Aq. bezeichnet und ſeine Verhältnißzahl durch 9,0 ausgedrückt wird.

Das Waſſer findet ſich in der Natur in allen drei Aggregatzuſtänden, nämlich feſt als Eis, Schnee, Hagel und Reif auf hohen Bergen und in den Polarzonen beſtändig, tropfbar flüſſig in den Wolken, Bächen, Flüſſen, Seen und Meeren, elaſtiſch-flüſſig als Gemengtheil der atmoſphäriſchen Luft. Alle Pflanzen- und Thierſäfte enthalten Waſſer als löſenden Körper und viele Körper des Mineralreiches daſſelbe im feſten Zuſtand.

Das Waſſer kann als ein Auflöſungsmittel der verſchiedenartigſten Subſtanzen in der Natur nie rein vorkommen, da es immer mit feſten oder luftartigen Körpern in Berührung kommt. Am reinſten iſt das atmoſphäriſche Waſſer, Regenwaſſer oder Schneewaſſer, wenn ſolches bei ruhiger Witterung einige Zeit nach dem Beginn des Regens geſammelt wird, wo es nur atmoſphäriſche Luft enthält; ihm nähert ſich das Flußwaſſer, welches jedoch neben atmoſphäriſcher Luft ſchon eine geringe Menge feuerbeſtändiger Stoffe enthält. Beide Arten des Waſſers, wenn ſie in gehöriger Menge vorhanden, eignen ſich vorzüglich zum Waſchen, aber auch zu jedem techniſchen Zweck und ſind mit wenigen Ausnahmen, wie z. B. bei der Türkiſch-Rothfärberei, den

übrigen Wasserarten vorzuziehen. Reicher an feuerbeständigen Substanzen ist das Quell- und Brunnenwasser, welches wegen seines Gehalts an Kohlensäure und Kalksalzen sich durch einen erfrischenden Geschmack auszeichnet und deßhalb zum Trinken benutzt wird, mitunter aber so reich an Kalksalzen ist, daß es nicht zum Waschen und zum Kochen von Hülsenfrüchten benutzt werden kann. Ist ein Wasser durch einen besonderen Geschmack oder Geruch ausgezeichnet und zugleich mit Heilkräften begabt, so wird es Mineralwasser genannt, von denen man nach ihren vorherrschenden Bestandtheilen Eisenwässer, Schwefelwässer, salinische (kochsalzhaltige, glaubersalzhaltige, bittersalzhaltige, alkalische) Wässer und Säuerlinge (wegen ihres großen Gehaltes an freier Kohlensäure) unterscheidet. Das Teichwasser und Landseewasser bildet sich durch Ansammlung von Quellwasser, hat daher dessen Bestandtheile und enthält zugleich in Verwesung begriffene organische Stoffe. Auch das Sumpf- und Moorwasser hat ähnliche Bestandtheile. Das Meerwasser zeichnet sich durch die reichliche Menge von Kochsalz und anderen diesem ähnlichen Verbindungen aus, hat einen bitterlich-salzigen und widerlichen Geschmack und eignet sich deßhalb nicht zum Trinken, wie es überhaupt nur zu wenigen Zwecken benutzt werden kann. Die Ermittlung der Bestandtheile der Quell- und anderen ähnlichen Wässer ist für manche Fälle von großer Wichtigkeit und Gegenstand der analytischen Chemie.[6])

Die von dem Wasser aufgelösten Stoffe lassen sich vollständig nur durch fractionirte Destillation, einige auch durch chemische Agentien entfernen und übelriechendes und schmeckendes, fauliges Wasser durch Behandlung mit Kohle schmackhaft und geruchlos machen.[7])

Das reine Wasser ist farb-, geruch- und geschmacklos; seine größte Dichtigkeit liegt bei + 4° C., wo ein rheinl. Duodec.-Kubikzoll 288 Gran (Nürnb. Med.-Gew.) wiegt; ein preuß. Kubikfuß Wasser von + 18,75° C. wiegt genau 66 Pfund preuß. und 1 Kubikzoll 1⅞ Loth. Es dient als Einheit bei der Bestimmung des specif. Gewichts aller übrigen flüssigen und festen Körper. Unter + 4° wird das Wasser weniger schwer und bei 0 bis — 10° C. verwandelt es sich in Eis, welches im luftfreien Zustande von 0,94, gewöhnlich (wegen eingeschlossener Luftblasen) aber von 0,92 bis 0,91 specif. Gewicht ist, wodurch es erklärlich wird, weßhalb eingeschlossenes gefrierendes Wasser die

ſtärkſten Gefäße zerſprengen kann und, was von beſonderer Wichtigkeit iſt, Geſteine zerklüftet und ſo für die Einwirkung der Atmoſphärilien zugänglicher und dadurch zur Nahrung von Pflanzen tauglich macht. Unter gewiſſen Umſtänden kryſtalliſirt das Waſſer beim Gefrieren, wie z. B. Flußwaſſer in Nadeln, welche ſich an feſte Körper feſtſetzen (Grundeis), aus der Atmoſphäre ſich verdichtendes Waſſer in ſehr regelmäßigen ſechsſeitigen Säulen. Beim Schmelzen des Eiſes wird eine große Menge Wärme gebunden (vergl. S. 25).

Von + 4,1° C. an dehnt ſich das Waſſer ungleichförmig bis zu ſeinem Siedpunkte, welcher bei einem Druck von 28 Zoll Queckſilberhöhe bei 100° C. oder 80° R. liegt, fortwährend aus und verwandelt ſich beim fortgeſetzten Sieden vollſtändig in Gas, welches einen 1700 mal größern Raum als das Waſſer einnimmt, von 0,62 ſpecif. Gewicht (atmoſphäriſche Luft von + 100° = 1,0) iſt und ſo viel Wärme gebunden enthält, daß 1 Gew.-Th. deſſelben 5,3 Th. eiskaltes Waſſer bis zum Siedpunkt erhitzt, worauf die Dampfkochung beruht. Das Waſſergas läßt ſich ohne irgend eine Veränderung, jedoch mit allmäliger Steigerung, bis zu jedem beliebigen höheren Temperaturgrade erhitzen, wodurch auch die Spannkraft ſeines Dampfes geſteigert wird und es nun als bewegende Kraft (Dampfmaſchinen) benutzt werden kann.

Geht das Waſſergas in kalte Luft über, ſo verdichtet es ſich durch theilweiſe Wärmeentziehung zu Dunſtbläschen, wie ſie ſich im Waſſerdampf, in noch größeren Maſſen vereinigt als Wolken und Nebel darſtellen; iſt die Temperatur der Luft nur 0° oder noch niedriger, ſo vereinigen ſich die Dampfbläschen zu Schnee, welcher bei ruhiger Luft häufig als ſechsgliedriges Kryſtallſkelett, als Schneeſtern, niederfällt. Verdichtet ſich das Waſſergas an feſten Körpern, ſo wird es je nach der Temperatur des feſten Körpers flüſſig als Waſſerbeſchlag und Thau, oder feſt als Reif.

Das Waſſer iſt mit einer großen Zahl von Flüſſigkeiten, wie z. B. mit Weingeiſt zu Branntwein, mit Eſſigſäure zu Eſſig miſchbar und kann ſehr viele feſte Körper ſo in ſich aufnehmen, daß es ſeine Beweglichkeit nicht verliert, aber auch die einzelnen Theile des feſten Körpers nicht mehr erkannt werden können, daß überhaupt eine vollkommen gleichartige und, bei farbigen Körpern mitunter aber nur in dünnen Lagen durchſichtige Flüſſigkeit gebildet wird. Eine ſolche Veränderung eines feſten oder auch flüſſigen oder gasför-

migen Körpers iſt durch das capillare Verhalten derſelben gegen Waſſer (oder auch gegen andere Flüſſigkeiten) bedingt und wird die Löſung genannt; Flüſſige Körper vermag das Waſſer mitunter in jedem Verhältniß zu löſen, während die Löslichkeit der feſten Körper in Waſſer durch die ſtattfindende Temperatur beſtimmt wird, wo der Sättigungspunkt eintritt, das Waſſer aber fähig bleibt, noch zweite, dritte u. ſ. w. Körper in immer geringer werdenden Mengen aufzulöſen. Die löſende Kraft des Waſſers wird meiſt mit der Steigerung der Temperatur erhöht und nur wenige Körper, wie z. B. Kochſalz zeigen eine gleiche Löslichkeit in kaltem und heißem Waſſer oder, wie z. B. der Kalk, ſind in kaltem Waſſer mehr löslich als in heißem. Durch die Löſung der feſten Stoffe erhält das Waſſer ein verändertes Verhalten gegen die Wärme, indem es dann erſt bei einer niedrigern Temperatur als bei 0° feſt wird, und einen höhern Siedpunkt erhält, der um ſo höher liegt, je mehr das Waſſer von dem feſten Körper gelöſt enthält. Beim Feſtwerden der Löſungen durch Temperaturerniedrigung ſcheidet ſich immer zuerſt ein großer Theil des Waſſers als Eis ab und man erhält concentrirtere Löſungen, was z. B. in den nördlichen Ländern zur Gewinnung des Salzes aus dem Meerwaſſer von Wichtigkeit iſt, indem dadurch eine große Erſparniß von Heizmaterial erzielt wird; auch Eſſig, Wein und Bier werden bei niedriger Temperatur nur zum Theil feſt und hinterlaſſen ſtark mit Eſſigſäure oder Weingeiſt geſchwängerte Flüſſigkeiten. Man benutzt das Kochſalz in Waſſer geworfen, um einerſeits daſſelbe gegen das zu leichte Gefrieren zu ſchützen, anderſeits aber daſſelbe für das Abkochen gewiſſer Gegenſtände heißer machen zu können oder auf hoch gelegenen Punkten ſeinen Siedepunkt auf den normalen zu bringen.

In der Wärme geſättigte Löſungen gewiſſer Stoffe in Waſſer haben die Eigenſchaft, beim Erkalten einen mehr oder minder großen Theil des aufgelöſten Körpers in regelmäßigen Formen, in Kryſtallen, abzuſcheiden und eine für den jedesmaligen Abkühlungspunkt geſättigte Löſung, die Mutterlauge, zu hinterlaſſen. Je langſamer die Abkühlung ſtattfindet, um ſo regelmäßiger findet das Feſtwerden, die Kryſtalliſation, ſtatt. Iſt eine Löſung nicht geſättigt, ſo entfernt man einen Theil des Waſſers durch Verdampfen, was das Concentriren einer Löſung genannt wird. Das Verdampfen ſelbſt wird durch Einwirkung von Wärme, oder durch Ausſetzen an die Luft

oder endlich im luftleeren oder luftverdünnten Raume erzielt. Bei der Bildung größerer Kryſtalle werden von den Höhlen und Klüftungen derſelben nicht ſelten geringe Mengen der Mutterlauge mit eingeſchloſſen, was die Urſache iſt, daß derartige Kryſtalle beim Erwärmen zerkniſtern oder decrepetiren, weßhalb die eingeſchloſſene Lauge auch das Decrepitationswaſſer genannt wird. Man beſeitigt dieſes Eingehen der Mutterlauge in die Kryſtalle, welche bei gemiſchten Löſungen gewöhnlich meiſt den zweiten oder dritten Körper gelöſt enthält und ſo eine Verunreinigung der Kryſtalle veranlaßt, durch Umrühren während der Abkühlung in den meiſten Fällen, indem ſich hierbei wegen geſtörter Ruhe nur kleine Kryſtalle bilden können, wie z. B. bei der Raffination des Salpeters, des Zuckers u. ſ. w.

Die Löſungen flüſſiger Körper in Waſſer laſſen ſich durch den Einfluß der Wärme wieder trennen, indem bei verſchiedenem Siedepunkt der gelöſten Flüſſigkeit und des Waſſers entweder die eine oder das andere vorerſt in Dampf verwandelt wird; ſo geht bei der Erhitzung des Branntweins zuerſt der Weingeiſt weg, da dieſer bei einer niedrigern Temperatur ſiedet, bei der Erhitzung des ſchwefelſauren Waſſers, wie man es bei der Verbrennung des Schwefels in den Bleikammern erhält, aber erſt das Waſſer weg, indem eine Schwefelſäureverbindung mit Waſſer zurückbleibt, die ſich erſt bei einer weit höheren Temperatur in Dampf verwandelt.

Die Löſungen der gasförmigen Stoffe in Waſſer werden ſowohl durch erhöhte, als auch durch niedrige Temperatur, theilweiſe auch durch die Berührung mit rauhen Körpern (Schäumen des Selterwaſſers oder ausgebrauſten Champagnerweins bei Berührung mit Zucker, Sand u. ſ. w.) aufgehoben.

Das Waſſer verhält ſich chemiſch ganz neutral, verbindet ſich aber mit verſchiedenen Körpern, namentlich mit Baſen und Säuren in beſtimmten Verhältniſſen und bedingt ſogar das Beſtehen mancher Verbindungen, wie z. B. der Salpeterſäure, welche nur in Verbindung mit Waſſer beſtehen kann. Man nennt das chemiſch gebundene Waſſer das Hydratwaſſer und die Verbindungen ſelbſt Hydrate. Das Hydratwaſſer bedingt meiſt eine Abänderung der Farbe; ſo iſt das Eiſenoxyd roth, ſein Hydrat aber gelb, das Bleioxyd gelb, ſein Hydrat weiß, das Kupferoxyd ſchwarz, ſein Hydrat blau u. ſ. w. Von den Säuren insbeſondere wird das Hydratwaſſer ſehr feſt gebunden, ſo

daß es ihnen nicht durch Wärme, ſondern nur erſt durch die ſtärkere Verwandtſchaft einer Baſis entzogen werden kann. Die Baſen entlaſſen, mit Ausnahme der reinen Alkalien, ihr Hydratwaſſer bei mehr oder weniger erhöhter Temperatur, einige ſogar ſchon bei der Temperatur des kochenden Waſſers.

Von dem Hydratwaſſer unterſcheidet ſich das Kryſtallwaſſer, welches viele Salze und mehrere andere Körper beim Kryſtalliſiren in ſich und in beſtimmten Verhältniſſen aufnehmen und das meiſt die Form, mitunter auch die Farbe der Salze bedingt, dadurch, daß das letztere nicht ſehr feſt gebunden iſt, ſondern häufig ſchon bei trockner Luft oder bei 100° entweicht und hierbei ein Zerfallen oder Verwittern der zurückbleibenden waſſerfreien Verbindung veranlaßt wird.

Durch das Waſſer werden eine große Anzahl von chemiſchen Erſcheinungen, von Verbindungen oder Zerſetzungen veranlaßt, indem es den einen oder andern Körper in denjenigen Zuſtand, bei welchem die chemiſche Action möglich, nämlich in die Löſung überführt oder auch als Löſungsmittel für eine neue Verbindung dient; ſo kann man z. B. trockne Weinſteinſäure mit trocknem kohlenſauren Natron zuſammenreiben, ohne daß eine gegenſeitige Einwirkung ſtattfindet, während bei Gegenwart von Waſſer ſogleich die Zerſetzung des kohlenſauren Natrons eintritt; Silber wird von concentrirter Salpeterſäure nicht oxydirt und gelöſt, während durch wäßrige Salpeterſäure die Oxydation und Löſung ſogleich eingeleitet wird, indem das Product der Einwirkung beider Körper auf einander, das ſalpeterſaure Silberoxyd, ſich in dem vorhandenen Waſſer löſen kann. In einigen Fällen iſt die chemiſche Action aber durch die Zerſetzung des Waſſers ſelbſt bedingt; ſo verurſacht concentrirte Schwefelſäure auf Zink gegoſſen nur wenig chemiſche Action, während bei Zuſatz von Waſſer ein heftiges Aufbrauſen ſtattfindet, indem nun die Säure das Zink beſtimmt, ſich mit dem Sauerſtoff des Waſſers zu Zinkoxyd zu verbinden, welches mit der Schwefelſäure das ſchwefelſaure Zinkoxyd bildet, der Waſſerſtoff des Waſſers aber, da er keinen Körper vorfindet, mit dem er ſich verbinden könnte, in Gasform entweicht.

Das Waſſer iſt für das Leben aller organiſirten Körper, aller Pflanzen und Thiere ganz unentbehrlich, denn es vermittelt, da es alle Theile durchdringt und dieſe in die innigſte wechſelſeitige Berührung bringt, durch welche

nur die chemiſche Wechſelwirkung möglich, in vielen Fällen nur durch ſeine Gegenwart die im Innern des Organismus vorgehenden, mit dem Lebensacte innig zuſammenhängenden chemiſchen Proceſſe. Außerdem iſt es aber noch die wichtigſte Quelle, woraus die Pflanzen ihren Waſſerſtoff und zum Theil ihren Sauerſtoff beziehen. Der im Vegetationsproceß aus der Kohlenſäure abgeſchiedene Kohlenſtoff aſſimilirt ſich mit dem Waſſer oder deſſen Elementen und die vorwaltendſten Beſtandtheile der Pflanzen, der Faſerſtoff, das Stärkmehl, das Gummi und der Zucker laſſen ſich als Verbindungen des Kohlenſtoffes mit weniger oder mehr Waſſer, als Kohlenſtoffhydrate betrachten. Chemiſch laſſen ſich ebenfalls ſolche Aſſimilationen des Waſſers oder deſſen Elemente einleiten, wie z. B. Faſerſtoff oder Stärkmehl durch chemiſche Bindung der Waſſerelemente in Gummi und Zucker verwandelt werden kann, der Harnſtoff in Berührung mit Waſſer in Kohlenſäure und Ammoniak zerfällt, indem der Sauerſtoff des Waſſers zur Bildung der Kohlenſäure, der Waſſerſtoff aber zu der des Ammoniaks dient u. ſ. w.

Aber auch als Löſungsmittel iſt das Waſſer für das Gedeihen der Pflanzen ganz unentbehrlich, da dieſe zu ihrem Gedeihen außer atmoſphäriſcher Luft, Kohlenſäure und Waſſer noch vieler andern Stoffe bedürfen, die ſie aus dem Boden nur unter Gegenwart von Waſſer, welches auf die erforderlichen Stoffe löſend wirkt und ſie ſo zur Aſſimilation geeignet macht, ziehen können. Durch die gleichzeitige Gegenwart der Kohlenſäure werden auch die kohlenſauren Erden in den löslichen Zuſtand und ſo in den Pflanzenorganismus übergeführt.

3. Stickſtoff.

Nitrogenium s. Azotum; N oder Az. = 14,0 oder 175,0.

Der Stickſtoff iſt als Gas ein Gemengtheil (zu $^4/_5$ dem Raum nach) der atmoſphäriſchen Luft und ein Beſtandtheil der Salpeterſäure, des Ammoniaks und vieler organiſchen, beſonders thieriſcher Stoffe. Er läßt ſich ſo wohl aus der Luft, als auch aus vielen ſeiner Verbindungen abſcheiden.[8])

Der Stickſtoff iſt im iſolirten Zuſtande elaſtiſch-flüſſig und heißt deßhalb Stickſtoffgas; dieſes iſt permanent-elaſtiſch, farb-, geruch- und geſchmack-

los und 14 mal schwerer als Wasserstoffgas oder (atmosphärische Luft = 1,0) von 0,976 specif. Gewicht. Es verursacht, für sich eingeathmet, plötzliche Erstickung, woher es auch seinen Namen hat, ist aber in Vermischung mit Sauerstoffgas nicht schädlich, da es beim Athmen und Schlucken beständig in großen Mengen der Lunge und dem Magen zugeführt wird. Es ist ganz indifferenter Natur, d. h. weder zündend noch brennbar, kann sich jedoch unter gewissen Umständen mit Sauerstoff und Wasserstoff (auch mit mehrern andern Körpern) verbinden; die Verbindungen sind jedoch sämmtlich leicht und oft unter heftiger Explosion zersetzbar.

Das Stickstoffgas scheint nur zur Erhaltung des stetigen Gleichgewichts der Erde zu dienen und seine Wirksamkeit darauf zu beruhen, daß es durch die Verdünnung des Sauerstoffgases in der atmosphärischen Luft dessen Wirkung mildert, indem das Athmen in reinem Sauerstoffgas für die Dauer auf den thierischen Organismus nachtheilig wirkt und wenn die atmosphärische Luft nur aus Sauerstoffgas bestände, Verbrennungsprocesse sich leicht auf alle organische Wesen verbreiten könnten. Für das Pflanzenleben scheint das Stickstoffgas unwesentlich und der Stickstoffgehalt einzelner Pflanzenbestandtheile nur durch die Assimilation von Ammoniak bedingt zu sein; aus der Pflanzenwelt wird der Stickstoff unmittelbar, wie bei den grasfressenden Thieren, oder mittelbar, wie bei den fleischfressenden Thieren in den thierischen Organismus übergeführt.

Der Stickstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff in fünf verschiedenen Verhältnissen, nämlich

1 Vol.	od.	14 Gew.-Th.	Stickst.	u.	½ Vol.	od	8 Gew.-Th.	Sauerst.	zu	1 Vol.	od.	22 Gew.-Th.	Stickstoffoxydul,
1 „	„	14 „	„	„	1 „	„	16 „	„	„	2 „	„	30 „	Stickstoffoxyd,
1 „	„	14 „	„	„	1½ „	„	24 „	„	„	– „	„	38 „	Salptrg. Säure,
1 „	„	14 „	„	„	2 „	„	32 „	„	„	– „	„	46 „	Untersalpeters.,
1 „	„	14 „	„	„	2½ „	„	40 „	„	„	– „	„	54 „	Salpetersäure.

Von diesen Oxydationsstufen des Stickstoffes ist besonders wichtig die

Salpetersäure.

Diese besteht aus 1 Mischungsgewicht Stickstoff und 5 Mischungsgewichten Sauerstoff, weßhalb sie mit NO_5 bezeichnet wird; Mischungsgewicht = 54,0.

Die Salpeterſäure entſteht beim anhaltenden oder ſtarken Electriſiren der feuchten atmoſphäriſchen Luft und beim Verweſen ſtickſtoffhaltiger organiſcher Körper in Berührung mit Kalk oder andern baſiſchen Körpern. Sie wird in Verbindung mit Waſſer aus den ſalpeterſauren Salzen durch Erhitzen mit Schwefelſäure dargeſtellt.[9])

Die Salpeterſäure kann bloß in Verbindung mit Waſſer, als Salpeterſäurehydrat (NO_5,HO) beſtehen, welches farblos, gewöhnlich aber durch den Einfluß des Lichtes mehr oder weniger gelblich, von eigenthümlichem Geruch und ätzend ſaurem Geſchmack iſt und als ſolches höchſt giftig wirkt; es iſt von 1,52 ſpecif. Gewicht und ſiedet ſchon bei + 86°; es zieht Waſſer an, wodurch der Siedepunkt erhöht wird und bei 46% Waſſergehalt ($=NO_5$, 5HO) auf + 123° ſteigt, bei mehr Waſſerzuſatz aber wieder ſinkt.

Die Salpeterſäure färbt Pflanzen- und Thierſtoffe gelb und oxydirt unter theilweiſer oder gänzlicher Zerſetzung die meiſten Subſtanzen. Sie bildet mit den baſiſchen Oxyden die ſalpeterſauren Salze, welche faſt ſämmtlich leicht im Waſſer löslich ſind und im neutralen Zuſtand auf 1 Aequiv. Sauerſtoff der Baſis 5 Aequiv. Sauerſtoff der Säure enthalten; ſie verpuffen in Berührung mit brennbaren Subſtanzen beim Erhitzen (Schießpulver) und entwickeln in Berührung mit concentrirter Schwefelſäure gelbrothe Dämpfe.

Die Salpeterſäure wird als Oxydations- und Auflöſungsmittel vieler Metalle, zur Reinigung des Goldes und Platins von dem in ihr löslichen Metallen, zum Aetzen auf Kupfer- und Steinplatten, zum Gelbfärben der Seide und anderer Stoffe gewöhnlich im verdünnten Zuſtand, wie ſie im Handel als Scheidewaſſer (abgeleitet von ſeiner Anwendung zur Abſcheidung des Silbers von Gold) vorkommt, benutzt. Auch dient ſie in Dampfform zur Zerſtörung von Contagien und als Schutzmittel bei Epidemien und ſonſt noch mediciniſch äußerlich bei manchen Hautkrankheiten und innerlich, aber in ſehr verdünntem Zuſtande, bei faullgem und nervöſem Fieber. Für die Vegetation ſcheint die Salpeterſäure nicht von beſonderem Einfluß zu ſein, und es iſt nicht wahrſcheinlich, daß ſie ein Aequivalent für das Ammoniak iſt, da ſie ſich bei weitem weniger den organiſchen Formen anpaßt, als letzteres. Aus dieſem Grunde muß man Düngſtoffe immer mehr denjenigen Verhältniſſen zu unterwerfen

ſuchen, wodurch die Ammoniakbildung begünſtigt wird, und ſie deßhalb der Fäulniß für ſich überlaſſen.

Wird die Salpeterſäure mit einem leicht oxydirbaren Metall oder irgend einem anderen oxydirbaren Körper in Berührung gebracht, ſo tritt ſie an dieſe $^3/_5$ ihres Sauerſtoffes ab und verwandelt ſich in Stickſtoffoxydgas (NO_2). Dieſes iſt permanent-elaſtiſch, löſt ſich in ſehr reichlicher Menge in Eiſenvitriollöſung, iſt nicht athembar, unterhält das Verbrennen ſtark erhitzter Kohle und brennenden Phosphors, und zeichnet ſich beſonders dadurch aus, daß es in Berührung mit atmoſphäriſcher Luft oder Sauerſtoffgas noch halb ſo viel Sauerſtoff, als es bereits enthält, aufnimmt und ſich in ſalpetrige Säure (NO_3) verwandelt. Dieſe bildet bei gewöhnlicher Temperatur ein braunrothes Gas, welches ſich bei niedriger Temperatur zu einer farbloſen, in höherer Temperatur grasgrünen Flüſſigkeit verdichten läßt; ſie zerfällt bei Berührung mit Waſſer und wäßrigen Alkalien in Stickſtoffoxyd und Salpeterſäure, und iſt insbeſondere deßhalb von großem techniſchen Intereſſe, daß ſie an ſchwefelige Säure bei Gegenwart von Waſſer $^1/_3$ ihres Sauerſtoffes abgiebt und dieſe in Schwefelſäure verwandelt, ſie aber ſelbſt den verlorenen Sauerſtoff bei Zutritt der atmoſphäriſchen Luft wieder anzieht und ſo fortwährend neue Quantitäten ſchwefeliger Säure in Schwefelſäure verwandeln kann. Sie verbindet ſich ferner mit Salpeterſäure zu einer braunrothen rauchenden Flüſſigkeit, rothe rauchende Salpeterſäure, welche aus Salpeter durch unzureichende Schwefelſäure gewonnen und wegen ihrer leichteren Zerſetzbarkeit als eins der kräftigſten Oxydationsmittel benutzt wird. Mit Waſſer vermiſcht entwickelt ſie Stickſtoffoxydgas, und wird dadurch erſt grün, dann bläulich und zuletzt farblos.

Wird das Stickſtoffoxydgas mit feuchtem Eiſen oder Zinkſpänen in Berührung geſetzt, ſo entläßt es an dieſe die Hälfte des Sauerſtoffes und wird in Stickſtoffoxydulgas (NO) verwandelt. Dieſes iſt farblos, läßt ſich durch ſtarken Druck und Abkühlung in den tropfbarflüſſigen Zuſtand überführen, hat einen ſchwachen Geruch und ſüßlichen Geſchmack, wirkt berauſchend (deßhalb auch Luſtgas benannt) und unterhält lebhaft das Verbrennen angezündeter Subſtanzen. Es wird als erheiterndes, berauſchendes Mittel angewendet und zu dieſem Zwecke am beſten durch vorſichtiges Erhitzen von reinem ſalpeterſaurem

Ammoniak, welches dabei nur in Waſſer und Stickſtoffoxydulgas zerfällt ($NH_4O, NO_5 = 4\,HO + 2\,NO$), dargeſtellt.

Der Stickſtoff kann ſich auch mit dem Waſſerſtoff in mehreren Verhältniſſen verbinden, aber nur eine der Verbindungen iſt von allgemeinem Intereſſe. nämlich das

Ammoniak.

Das Ammoniak bildet ſich, wenn Stickſtoff und Waſſerſtoff im Moment ihres Freiwerdens, z. B. beim Erhitzen eines Gemenges von Salpeter und Kalihydrat mit ſehr viel Eiſenfeile, zuſammentreffen, beim anhaltenden oder ſtarken Electriſiren feuchter atmoſphäriſcher Luft in Verbindung mit Salpeterſäure, bei mehreren Oxydationsproceſſen unter Mitwirkung von atmoſphäriſcher Luft und Feuchtigkeit, wie beim Roſten des Eiſens u. ſ. w., in der größten Menge aber bei der Fäulniß oder bei der trocknen Deſtillation ſtickſtoffhaltiger organiſcher Körper; auch in dem Keimungsproceß wird Ammoniak gebildet und dieſes von der entſtehenden Pflanze aſſimilirt. In allen dieſen Fällen treten immer 1 Vol. Stickſtoffgas und 3 Vol. Waſſerſtoffgas zu 2 Vol. Ammoniakgas oder 14 Gewichtsth. Stickſtoff und 3 Gewichtsth. Waſſerſtoff zu Ammoniak zuſammen. Dieſes beſteht alſo aus 1 Miſchungsgewicht Stickſtoff und 3 Miſchungsgewichten Waſſerſtoff, und wird durch NH_3 und ſeine Verhältnißzahl durch 17,0 ausgedrückt.

Das Ammoniak iſt auch ein Product des Vegetations- und Lebensproceſſes und findet ſich in vielen Pflanzen und den meiſten flüſſigen und feſten Secretionen und Excretionen des thieriſchen Körpers, wie z. B. mit Phosphorſäure im Harn; auch findet es ſich im Mineralreich mit den Elementen der Salzſäure verbunden im Salmiak, aus welchen es, er mag natürlich oder künſtlich gebildet ſein, durch Erhitzen mit einer ſtarken Baſis gewonnen wird [10]).

Das Ammoniak iſt farblos und gasförmig, von 0,59 ſpecif. Gewicht und wird durch ſtarken Druck tropfbarflüſſig; es hat einen ſcharfen laugenhaften Geruch und wird in großer Menge von Waſſer (1 Raumtheil Waſſer von 0° nimmt 670 Raumtheile oder dem Gewichte nach 32½ Proc. Ammoniakgas auf) abſorbirt. Dieſe Löſung, bekannt als Ammoniakwaſſer oder Sal-

miakgeiſt, hat den Geruch des Gaſes und gleichen Geſchmack, und ſiedet ſchon bei 10°; der Siedepunkt ſteigt mit dem Entweichen des Ammoniaks bis auf 100°, wo alles Ammoniak ausgetrieben iſt. Das Ammoniak verhält ſich gegen die Waſſerſtoffſäuren und bei Gegenwart von Waſſer auch gegen die Sauerſtoffſäuren wie ein baſiſches Oxyd, deren hervorragendſte Eigenſchaft, die alkaliſche Reaction, ihm auch zukommt; es wird deßhalb in ſeinen Verbindungen bei den Metallen unter dem Artikel „Ammonium" beſchrieben werden.

Das Ammoniak wird in Gasform nur als Riechmittel und zur Erkennung flüchtiger Säuren, welche bei Annäherung deſſelben weiße Nebel, das Product der Salzbildung, erzeugen, auch mitunter zur Reinhaltung der Luft von ſchädlichen Dämpfen, wie von Chlorgas, Blauſäuredampf u. ſ. w. benutzt. Eine große Anwendung findet es in ſeiner wäßrigen Löſung in der techniſchen und analytiſchen Chemie als Fällungs- und Erkennungsmittel vieler Oxyde, in der Färberei zum Reinigen wollener und ſeidener Zeuge von Schweiß und fettigen Theilen, zum Waſchen der Wolle (hier im unreinen Zuſtande, wie es beim Faulen des Harns und zum Theil mit Kohlenſäure verbunden, erhalten wird), zum Vertilgen von Säureflecken in farbigen Kleidungsſtücken u. ſ. w. Auch wird es als innerliches und beſonders als äußerliches Heilmittel vielfach benutzt.

Für die Vegetation iſt das Ammoniak von beſonderem Einfluß, da es die einzige Quelle zu ſein ſcheint, durch welche der Stickſtoff den Pflanzen zugeführt und zur Bildung der vegetabiliſchen Nahrungsmittel, des Albumins, Fibrins, Caſeins u. ſ. w. verwendet wird. Das Ammoniak wird den Pflanzen durch den poröſen Ackerboden, von welchem es in großer Menge abſorbirt wird, durch das Regenwaſſer, welches es aus der Luft mit niederreißt, und durch die thieriſchen Düngungsmittel zugeführt, jedoch iſt es noch unbekannt, in welcher Weiſe es aſſimilirt wird, da ſich ſeine Elemente in den Pflanzen in ganz anderer Form vereinigt vorfinden.

Anhang.

Von der atmoſphäriſchen Luft.

Unſer Erdball iſt von einer durchſichtigen, farbloſen, luftigen Hülle umgeben, welche derſelben vermöge ihrer eigenen Schwere in allen ihren Bewegungen folgt, deßhalb nur einen Weltkörper mit ihr ausmacht und atmoſphäriſche Luft oder auch im Allgemeinen Luft genannt wird.

Die Luft iſt kein einfacher, aber auch kein zuſammengeſetzter Körper, ſondern ein Gemenge von Stickſtoffgas und Sauerſtoffgas im Verhältniß von 79 : 21 dem Raum oder 70 : 30 dem Gewichte nach, und enthält noch ſtets etwa $^1/_{2000}$ Kohlenſäuregas und je nach der Temperatur veränderliche Mengen von Waſſergas. Die Ermittlung der Beſtandtheile der Luft iſt Gegenſtand der Eudiometrie [11]).

Die Luft beſitzt, wie jede Gasart, Ausdehnſamkeit und dringt deßhalb in alle hohle Räume, in die Tiefe der Erde, in die Pflanzen und Thiere; ihrer Ausdehnſamkeit ſetzt ſich aber ihre Schwere entgegen, ſo daß ſie ſich nicht ins Unendliche ausdehnen kann, ſondern in einer gewiſſen Höhe, die aber bei dem Aequatorialdurchmeſſer bedeutender iſt, als bei dem Polardurchmeſſer, begrenzt iſt, und im Mittel gegen 10 geogr. Meilen beträgt. Durch ihre Schwere übt die Luft auf die Erdoberfläche und alle darauf befindlichen Gegenſtände einen Druck aus, welcher für jeden Quadratfuß der Erdoberfläche über 2200 Pfund beträgt und mit der Höhe abnimmt. Der Druck ſelbſt wird durch das Barometer gemeſſen, indem er die darin befindliche Queckſilberſäule mehr oder weniger hoch hinaufdrückt. Je geringer der Luftdruck iſt, um ſo mehr dehnt ſich ein durch Waſſer oder eine andere Flüſſigkeit abgeſperrtes Volumen irgend einer Luft aus, und je ſtärker der Druck iſt, um ſo mehr wird das Gasvolumen vermindert; kurz geſagt, das Volumen, welches eine Luftart einnimmt, ſteht im umgekehrten Verhältniß zu dem Druck, dem ſie ausgeſetzt iſt (Mariotte'ſches Geſetz), ein Geſetz, welches für alle permanent-elaſtiſchen Körper gilt.

Die Luft wirkt aber nicht allein durch ihre Schwere, ſondern auch durch ihre Beſtandtheile, durch das Sauerſtoffgas, die Kohlenſäure und das Waſſer, und durch ihre Bewegung und den Wechſel in ihrer Temperatur auf alle Körper unſerer Erde und iſt demnach bei den mannichfaltigen chemiſchen Proceſſen

theils förderlich, theils nachtheilig. Aus dem beim Sauerstoff und Wasser Angeführten geht hervor, welchen Einfluß sie für das Leben und die Vegetation hat, daß beide ohne sie nicht bestehen können; durch die Kohlensäure wird sie die Ernährerin der Pflanzenwelt (vergl. auch S. 89—91).

Die Luft verhält sich, wie überhaupt alle Gasarten und Dämpfe, gegen andere Luftarten wie ein leerer Raum, d. h. sie wird von denselben bei ihrem Auftreten gleichmäßig durchdrungen. Im freien Raume werden derartige Dämpfe und Gasarten vertheilt und von der Erde absorbirt, so daß sie unschädlich gemacht werden. Nur bei größerer Anhäufung, wie z. B. der Miasmen, oder bei eingeschlossenen Räumen können derartige fremde Beimengungen der atmosphärischen Luft für das Leben der Thiere und Gedeihen der Pflanzen nachtheilig werden und ihre Beseitigung muß Gegenstand der Gesundheitspolizei sein [12]).

---

4. Kohlenstoff.

Carbonium C = 6,0 oder 75,0.

Der Kohlenstoff ist die Grundlage aller organischen Körper und kommt natürlich vor

1) durchsichtig und krystallisirt als Diamant, welcher schon in den frühesten Zeiten wegen seiner Härte, des ungemeinen Glanzes und seiner lichtbrechenden Kraft die Aufmerksamkeit aller Völker auf sich gezogen hat und, wie heute noch, zum kostbarsten Edelstein erhoben wurde; er ist von 4,0 specif. Gewicht, und so hart, daß er alle übrigen Körper ritzt. Er erhält seinen besonderen Werth erst durch Schleifen, was durch gestoßene Diamanten selbst geschehen muß, und bekommt dadurch regelmäßige, ebene Flächen, Facetten; kleinere heißen Brillanten, größere Solitaire, welche entweder frei, a jour, in Silber gefaßt werden, oder eine schwarze Unterlage, Folie, erhalten, wenn sie zum Schmuck verarbeitet werden. Kleinere, scharfkantige Diamanten dienen zum Sprengen des Glases.

Der Diamant findet sich im Schuttsande Ostindiens, Südamerikas und des Urals und im Treibsand der dortigen Flüsse. Der Werth des Diamanten ist abhängig von seiner größeren und geringeren Farblosigkeit, Klarheit, Durch-

sichtigkeit und Fehlerlosigkeit und steigt mit dem Gewichte; rohe, kleine, aber noch zum Schleifen geeignete Diamanten kosten ungefähr 13 Thaler; so wie sie aber über einen Karat schwer sind, wird das Gewicht quadrirt und mit jenem Preise multiplicirt, so daß z. B. ein 3karatiger Diamant $3 \times 3 \times 13 = 117$ Thaler kosten würde. Von brillant geschliffenen Diamanten wird, wenn sie mehr als 1 Karat wiegen, das Quadrat des Gewichtes mit 50 Thaler multiplicirt und bei größeren Diamanten wird auch darüber berechnet, so daß ein Brillant von 5 Karat zu 13—1600 Thaler berechnet wird. Der größte Diamant, 779 Karat schwer und zu $\frac{1}{2}$ Million Pfd. Sterl. geschätzt, besitzt der Großmogul, den reinsten und schönsten, 186 Karat schweren und nebst einem anderen ähnlichen, nur 146 Karat schweren, auf einen Werth von 1 Million Pfd. Sterl. geschätzten, der Schach von Persien.

2) Schwarz und metallisch glänzend findet sich der Kohlenstoff als Graphit oder Reißblei und als Anthracit. Der erstere ist fast reiner Kohlenstoff, weich und stark abfärbend, und enthält etwas Eisen, was ihm durch Digestion mit Salzsäure entzogen werden kann. Der beste findet sich in England und wird mit Schwefelantimon vermischt zur Anfertigung der Bleistifte und für sich und mit Fett vermischt zum Einschmieren der Getriebe verschiedener Räderwerke und Maschinen benutzt. Geringere, unreine Sorten des Graphites dienen zur Verfertigung der Passauer Schmelztiegel und zum Anstreichen von Eisenwaaren, um sie gegen den Rost zu schützen und ihnen einen tiefen, schönen Metallglanz zu ertheilen. Künstlich wird der Graphit beim Schmelzen des Gußeisens mit Kohle und beim Glühen des Stabeisens in Kohlenwasserstoffgas erzeugt. Der Anthracit wird da, wo er in größeren Massen vorkommt, als Brennmaterial benutzt.

3) Mit mehr oder weniger Wasserstoff verbunden, zum Theil auch mit erdigen Stoffen verunreinigt findet sich der Kohlenstoff in den Steinkohlen, Braunkohlen und Torf, so wie im Bergtalg und im Bergöl. Diese Stoffe dienen theils als Heiz-, theils als Leuchtmaterial. Auch die Sumpfluft und der feurige Schwaden der Steinkohlenflötze sind mit Wasserstoff verbundener Kohlenstoff, aber erst neuere Bildungsproducte.

4) Mit Sauerstoff verbunden findet sich der Kohlenstoff 1) in der Kohlensäure, welche theils frei an gewissen Stellen unserer Erdoberfläche hervorkommt,

theils in Waſſer gelöſt, theils aber und in größter Menge den aciden Beſtandtheil verſchiedener Geſteine und Gebirgsarten ausmacht; 2) als Honigſteinſäure in einem ſehr ſeltenen Mineral, dem Honigſteine, und 3) als Oxalſäure, an Eiſen gebunden, im Humboldit; letztere iſt auch ein Beſtandtheil verſchiedener Pflanzen, namentlich aus der Gattung Rumex.

Die Pflanzen- oder Holzkohle, wie ſolche durch Verkohlung des Holzes gewonnen wird [13]), hat meiſt die Form des urſprünglichen Körpers und iſt ſchwarz. Sie enthält im ausgeglühten Zuſtande außer Kohlenſtoff noch verſchiedene metalliſche Subſtanzen, wie Kalium, Calcium, Eiſen und Mangan, ſo wie auch Chlor, Phosphor, Schwefel und Kieſel, welche während des Vegetationsproceſſes der Pflanze aus dem Boden aufgenommen worden ſind und beim Verbrennen der Kohle zum großen Theil im oxydirten Zuſtande als ſogenannte Aſche hinterbleiben. Sie iſt äußerſt porös und hat deshalb die Eigenſchaft im hohen Grade, Luftarten und Waſſerdampf anzuziehen und in ihren Poren zu verdichten, ſo daß dadurch eine Erwärmung und Selbſtentzündung ſtattfinden kann.

Die Thierkohle bleibt beim Verkohlen thieriſcher Stoffe zurück und iſt mehr oder weniger ſtark metallglänzend. Sie enthält neben Kohlenſtoff auch Stickſtoff chemiſch gebunden, und phosphorſaure und ſchwefelſaure Salze, beſonders, wenn ſie durch Verkohlung der Knochen gewonnen worden iſt.

Der Kienruß und Lampenruß wird bei der unvollkommenen Verbrennung von Oel und beim Rußſchweelen gewonnen [14]), und iſt im ausgeglühten Zuſtande als faſt reiner Kohlenſtoff zu betrachten.

Alle Kohlenarten ſind ſchwarz, zerreiblich, geruch- und geſchmacklos, unſchmelzbar, in allen Löſungsmitteln unauflöslich, luftbeſtändig und mit abſorbirender, entfärbender und fäulnißwidriger Kraft begabt, wodurch ſie eine höchſt vielſeitige Anwendung erhalten. Man benutzt die friſch ausgeglühte Holzkohle zur Reinigung der Zimmerluft von übelriechenden Stoffen und Ausdünſtungen der Kranken, zur Reinigung übelriechenden und ſchmeckenden Waſſers, zur Entfernung des Fuſelöles aus dem Branntwein, zur Schützung des Eiſens und Stahls gegen Roſt, zur Verhinderung des Keimens der Kartoffeln, zur Entfärbung von Flüſſigkeiten, wozu, und insbeſondere bei der Zuckerraffination, die Knochenkohle wirkſamer iſt, zur Wahrung des Fleiſches und der Kartoffeln

gegen Fäulniß, zum Schutz des Holzes gegen Verwesung, wie beim Verkohlen der Pfähle und zur Trinkbarerhaltung des für lange Seereisen in Fässern aufzubewahrenden Wassers u. s. w. Auch medicinisch werden die verschiedenen Kohlenarten und der Graphit äußerlich und innerlich benutzt.

Die verschiedenen Kohlenarten finden außerdem noch Anwendung als Farbematerial, wie der Lampenruß zur Bereitung der Tusche, der Kienruß für ordinaire Farbe, die Knochenkohle als Farbmittel für Stiefelwichse u. s. w.

Die allgemeinste Anwendung der Pflanzenkohle ist die zur Erregung starker Feuerungen im engsten Raume mit Vermeidung von Rauch und die als Desoxydationsmittel, indem sie den meisten Oxyden ihren Sauerstoff entzieht; Eisen (und viele andere Metalle) kann durch Einschmelzen seiner natürlichen Oxyde mit Kohle erhalten werden.

Auch für die Agricultur ist die Kohle nicht ohne Interesse, da sie dem Ackerboden beigemischt, diesem um so mehr geeignet macht, verschiedene Luftarten einzusaugen und für die Nahrung der Pflanzen zu verwenden. Zugleich absorbirt sie als ein dunkler Körper sehr stark die Wärmestrahlen, wodurch dann der Boden auch mehr erwärmt wird, als ein anderer von hellerer Farbe; besonders für die Cultur tropischer Gewächse in Treibhäusern hat sich ein Zusatz von Kohlenstaub als sehr vortheilhaft erwiesen und dürfte allgemeiner angewendet werden.

Der Kohlenstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff in mehreren Verhältnissen; von den Verbindungen sind jedoch nur drei von allgemeinem Interesse, nämlich das Kohlenoxyd, die Oxalsäure, welche in die organische Chemie gehört, und die Kohlensäure.

Kohlensäure.

Die Kohlensäure ist das Product der Verbrennung des Kohlenstoffes und aller kohlenstoffhaltigen Körper bei hinreichendem Zutritt von Sauerstoff; sie bildet sich auch bei der Verwesung, Fäulniß und trockenen Destillation der organischen Körper, in Processen der Gährung, beim Athmen der Menschen und Thiere, und im Inneren unserer Erde da, wo die Thätigkeit vulkanischer Kräfte

anzunehmen iſt, und ſtrömt dann aus Erdſpalten, wobei ſie ſich an tiefer gelegeneren Orten, wie z. B. in der Hundsgrotte bei Neapel, in der Dunſthöhle bei Pyrmont, im Brohlthale am Laacher See, im Giftthale in Oſtindien ꝛc. anſammelt. Bei allen Verbrennungs- und anderen Proceſſen der Bildung der Kohlenſäure wird das Volumen des Sauerſtoffgaſes nicht verändert, und aus verſchiedenen anderen Erſcheinungen nimmt man an, daß hierbei $^1/_2$ Volumen hypothetiſcher Kohlenſtoffdampf aufgenommen werde. Dem Gewichte nach treten immer 6 Theile Kohlenſtoff mit 16 Theilen Sauerſtoff zuſammen, wonach die Kohlenſäure aus einem Miſchungsgewichte Kohlenſtoff und 2 Miſchungsgewichten Sauerſtoff beſteht und ihre Zuſammenſetzung durch CO_2 (=22) ausgedrückt wird. Folge der verſchiedenen Verbrennungs-, Verweſungs- und Athmungsproceſſe wird Kohlenſäure der atmoſphäriſchen Luft mitgetheilt und dient von hieraus zur Erzeugung neuer Pflanzen; ſie findet ſich in vielen Quell- und Mineralwäſſern frei und in großer Maſſe an baſiſche Körper gebunden in allen denjenigen ſalz-, ſtein- und erdartigen Mineralkörpern, welche in Berührung mit Säuren ſtark aufbrauſen, ohne einen fauligen oder ſchwefeligen Geruch zu verbreiten. Die Kohlenſäure wird aus ihren Salzen entweder durch Glühen oder durch Zerſetzung mit einer anderen Säure, aber auch häufig im Proceß der geiſtigen Gährung, zuweilen auch durch Ueberleiten von atmoſphäriſcher Luft über glühende Kohle gewonnen [15]).

Die Kohlenſäure iſt gasförmig und von 1,524 ſpecif. Gewicht, weßhalb ſie ſich, in größeren Maſſen entwickelt, am Boden anſammelt und erſt nach längerer Zeit vollſtändig mit der atmoſphäriſchen Luft vermiſcht; ſie hat einen ſchwach ſäuerlichen Geruch und Geſchmack und röthet vorübergehend feuchtes Lackmus; ſie unterhält nicht das Verbrennen, ſondern verlöſcht einen brennenden Körper und iſt für ſich nicht athembar, weßhalb man an Orten, wo ſie in großen Maſſen auftritt, mit Vorſicht und nach vorhergehender Prüfung mit einem Licht, welches bei zu großem Gehalt der Luft an Kohlenſäure verlöſchen würde, eintreten muß.

Die Kohlenſäure läßt ſich bei niedriger Temperatur und einem Drucke, der dem von 36 Atmoſphären gleich kommt, zu einer tropfbaren Flüſſigkeit verdichten, welche jedoch mit großer Schnelligkeit verdunſtet, und dabei ſo viel Wärme bindet, daß die Temperatur bis nahe auf — 100° C. ſinkt und ein

Theil der Kohlenſäure ſelbſt zu feinen Kryſtallnadeln erſtarrt, die im Verhältniß zur flüſſigen Kohlenſäure weit langſamer verdunſten. Man benutzt die flüſſige Kohlenſäure zur Erregung ſehr niedriger Temperaturgrade.

Die Kohlenſäure wird von dem Waſſer zu ſeinem gleichen, bei ſtarkem Drucke bis zu deſſen 2—3fachen Volumen aufgenommen und bildet damit ein angenehm erfriſchendes, ſchwach ſäuerlich ſchmeckendes Getränk, welches die Kohlenſäure zum Theil beim Oeffnen der Gefäße oder in Berührung mit rauhen Körpern unter Aufbrauſen verliert. Sie iſt die Urſache des erfriſchenden Geſchmackes der Quellwäſſer und findet ſich in Mineralwäſſern, die in der Tiefe mit Kohlenſäure in Berührung kamen, oft in ſehr großer Menge gelöſt. Auch der erfriſchende Geſchmack vieler gegohrnen Getränke iſt von der Kohlenſäure abhängig und iſt die Gährung bei verſchloſſenen Gefäßen beendigt worden, ſo ſchwängern ſich die Flüſſigkeiten ſo ſehr mit Kohlenſäure, daß mitunter ein Zerſprengen eintritt und beim Oeffnen der Gefäße, wie z. B. der mouſſirenden Champagner enthaltenden Flaſchen, ein großer Theil der gelöſten Kohlenſäure plötzlich in Freiheit tritt und ein Aufſchäumen veranlaßt.

Die Kohlenſäure bildet mit den baſiſchen Oxyden die kohlenſauren Salze, von denen man mehrere Reihen kennt, indem nämlich in den einfach-kohlenſauren ſich der Sauerſtoff der Baſis zu dem der Säure wie 1 : 2, in der doppelt-kohlenſauren aber wie 1 : 4 verhält; man kennt auch einige kohlenſaure Salze, in denen ſich der Sauerſtoff der Baſis zu dem der Säure wie 1 : 1 und 1 : 3 verhält. Von den einfach-kohlenſauren Salzen ſind nur die der Alkalien, die doppelt-kohlenſauren Salze aber ſämmtlich in Waſſer löslich. Alle in Waſſer gelöſten kohlenſauren Salze, ſo wie freie Kohlenſäure, geben mit Kalkwaſſer einen weißen Niederſchlag von kohlenſaurem Kalk. Sie entwickeln ſämmtlich in Berührung mit ſtärkerer Säure Kohlenſäure, und, mit Ausnahme der einfach-kohlenſauren Alkaliſalze, entlaſſen dieſe auch beim ſtarken Erhitzen.

Die Kohlenſäure benutzt man theils zur Bereitung des kohlenſauren Waſſers und künſtlicher Mineralwäſſer, theils zur Darſtellung mehrerer kohlenſaurer Salze, wie des Bleiweißes, wozu man auch die aus Erdſpalten hervorquellende Kohlenſäure im Brohlthale am Laacherſee benutzt. Auch kann man ſie zur Aufbewahrung von Vegetabilien anwenden, indem ſich dieſe, wie z. B.

Früchte, in einem Raume mit Kohlenſäure eingeſchloſſen, lange friſch erhalten.

Bei den ſo mannichfaltigen Quellen, durch welche jeder Zeitmoment größere oder geringere Mengen von Kohlenſäure der atmoſphäriſchen Luft zuführt und dieſer zum Theil Sauerſtoff entzogen wird, müßte derſelben bald die Fähigkeit geraubt werden, das Verbrennen und Athmen zu unterhalten, wenn nicht irgend etwas vorhanden wäre, was die Kohlenſäure aufnähme und den verſchwundenen Sauerſtoff wieder erſetze. Dieſes Etwas iſt, wie bereits mehrmals bemerkt, die Pflanzenwelt. Die einzelnen Individuen derſelben ſaugen durch ihre Wurzeln, ihre Blätter, überhaupt durch ihre ganze Oberfläche die Kohlenſäure, die entweder bereits vom Boden abſorbirt iſt oder ſich noch in der Luft befindet, ein, aſſimiliren dieſelbe und hauchen dagegen reines Sauerſtoffgas aus, wodurch das Verhältniß zwiſchen Sauerſtoffgas und Kohlenſäure in der atmoſphäriſchen Luft fortwährend im Gleichgewicht erhalten wird. Die Kohlenſäure iſt ſogar die einzige Quelle, aus welcher die Pflanzen ihren Kohlenſtoff beziehen, denn was man früherhin von der Nothwendigkeit des ſogenannten Humus zur Pflanzenentwickelung behauptete, dem ſteht die Waldcultur an Orten entgegen, wo ſich entweder gar kein oder im Verhältniß zu dem darauf zu erzielenden Waldbeſtand nur ſehr wenig Humus im Boden findet, und dieſer, wenn er wirklich unmittelbar zur Ernährung der Pflanze dienen ſollte, bald conſumirt und hiermit jede weitere Entwicklung der Pflanze verhindert werden würde. Der Humus iſt allerdings von großer Wichtigkeit für die Pflanzencultur, indem er in Berührung mit baſiſchen Stoffen, Feuchtigkeit und atmoſphäriſcher Luft ſehr ſchnell in Verweſung übergeht und vermöge ſeines Kohlenſtoffgehaltes Kohlenſäure bildet, die auf einen an Humus und baſiſchen Körpern, wozu auch das Ammoniak aus der atmoſphäriſchen Luft und den animaliſchen Düngſtoffen zu rechnen iſt, reichen Boden wachſenden Pflanzen dadurch aber immer mit Kohlenſäure umgeben und ſo mit einer reichlichen Quelle von Kohlenſtoff zu ihrem raſchen Gedeihen verſehen ſind.

Obgleich die Thatſache gewiß iſt, daß die Pflanzen Kohlenſäure abſorbiren und unter Einfluß des Lichtes Sauerſtoffgas aushauchen, ſo läßt ſich doch nicht mit Gewißheit ſagen, ob in dem Vegetationsproceß nur die Kohlenſäure zerſetzt oder ob nicht die Pflanzenſubſtanz durch die Aſſimilation der Elemente der

Kohlensäure und des Wasserstoffs von einem Theile des aufgesogenen Wassers gebildet werde. Ersteres wird als die einfachste Erklärung allgemein angenommen, obgleich diese Erscheinung durch keine analoge außerhalb des Organismus Unterstützung findet, während letztere Annahme, die Zersetzung des Wassers, durch mehrere chemische Erscheinungen die wahrscheinlichere wird. Es ist jedoch ganz gleichgültig für die Exhalation des Sauerstoffes und Ueberführung desselben in die atmosphärische Luft, ob die Kohlensäure oder das Wasser die Quelle desselben ist; es wird immer dieselbe Quantität Sauerstoff abgeschieden und so der Verlust der atmosphärischen Luft ersetzt, der Ueberschuß von Kohlensäure ihr aber fortwährend entzogen. Aus Allem geht hervor, daß die Pflanzencultur, sie mag in Wiesen-, Acker- oder Forstcultur bestehen, immer in Verhältniß zu der Menge von Kohlensäure (und Wasser) steht, die den Pflanzen zugeführt wird, d. h. sie ist bei Reichthum von Kohlensäure (und den übrigen, aus dem Boden zu ziehenden Bedingungen) üppig, bei Mangel an Kohlensäure ärmlich. Je reichlichere Quellen von Kohlensäure, also je mehr Verbrennungs- und Verwesungsprocesse vorhanden sind, je mehr Menschen und Thiere sich auf einem gewissen Kreis aufhalten, und je mehr der Boden die unorganischen Körper, welche von den Pflanzen mit aufgenommen werden, enthält, um so mehr wird bei hinreichendem Wasser die Pflanze gedeihen.

Die Kohlensäure, welche während der Verwesung im Boden sich ansammelt oder von diesem aus der Luft angezogen wird, bedingt auch in Verbindung mit Wasser die Zersetzung und Lösung verschiedener Bodenbestandtheile, welche dann in diesem Zustand von der Pflanze aufgesaugt werden.

Aus allem dem hier und früher Angeführten geht hervor, daß die atmosphärische Luft die Trägerin der Bedingungen für das Gedeihen der Thier- und Pflanzenwelt ist. Sie zersetzt vermöge ihres Sauerstoffgehaltes und zum Theil durch die Gegenwart des Wassers alle dem lebenden Organismus entzogenen Theile entweder durch die Verbrennung oder Verwesung; sie verwandelt dieselben in Kohlensäure und Wasser, welche zur Entwicklung neuer Pflanzenorganismen nothwendig sind; sie empfängt das bei der Fäulniß auftretende Ammoniak und giebt dieses durch den Boden an die Pflanzen zur Bildung derjenigen Pflanzenstoffe ab, welche vorzugsweise zur Ausbildung des thierischen Organismus erforderlich sind, während dieser in seiner Lebensthätigkeit, beim

Athmen, andere mit aufgenommene Stoffe wieder in Kohlensäure und Wasser zurückführt. Pflanzliches und thierisches Leben kann ohne atmosphärische Luft nicht stattfinden.

Wenn Kohlensäure über glühende Kohlen geleitet wird, so nimmt sie noch so viel Kohlenstoff auf, als sie bereits enthält und verwandelt sich in Kohlenoxydgas (CO), welches unathembar ist und in Berührung mit Luft angezündet mit schön blauer Flamme verbrennt. Dieses Gas bildet sich immer, wenn Kohle und kohlehaltige Körper bei unzureichendem Luftzutritt verbrannt werden und ist gewöhnlich nebst jener die Ursache der Erstickungsfälle, die in verschlossenen Zimmern, wo Kohlen verbrannt oder die Züge des Ofens vor dem vollkommenen Verbrennen des darin befindlichen Brennmaterials verschlossen werden, vorkommen.

Der Kohlenstoff verbindet sich mit dem Wasserstoff in mehreren Verhältnissen; solche Kohlenwasserstoffe finden sich als Sumpfgas gasförmig, als Bergöl flüssig, als Bergtalg fest und mit mehr oder weniger andern Stoffen vermengt als Steinkohlen, Braunkohlen und Torf; aber auch in der organischen Welt finden sich eine Menge Kohlenwasserstoffe, welche Gegenstand der organischen Chemie sind.

In allen Fällen, wo Pflanzenstoffe der trocknen Destillation unterworfen werden, verbindet sich ein Theil ihres Kohlenstoffes mit Wasserstoff und mit Sauerstoff; die Sauerstoffverbindungen sind Kohlensäure und Kohlenoxyd, die Wasserstoffverbindungen aber Kohlenwasserstoff im Maximum (CH), wenn der Pflanzenstoff reich an Kohle ist und die Zersetzung bei einer hohen Temperatur vorgenommen wird, oder Kohlenwasserstoff im Minimum (CH_2), wenn kohlenstoffärmere Pflanzenstoffe bei niedriger Temperatur zersetzt werden. Das letztere Gas, welches sich auch bei der Verwesung von Pflanzentheilen in Sümpfen und Gruben bildet und deßhalb auch Sumpf- oder Grubengas genannt wird, erhält man rein beim Erhitzen gleicher Gewichtstheile

geſchmolzenen Barythydrates und eſſigſauren Natrons als ein farb- und geruchloſes, nicht giftiges Gas, das an der Luft mit ſchwach leuchtender Flamme verbrennt und in größerer Menge mit Luft vermengt beim Anzünden ſtark explodirt. Ein ſolches Gemenge, Schwaden oder ſchlagendes Wetter benannt, findet ſich häufig in Steinkohlenbergwerken, wo große Maſſen des Grubengaſes erzeugt werden und ſich mit der atmoſphäriſchen Luft vermengen; es entzündet ſich bei Annäherung eines brennenden Körpers, wodurch die furchtbarſten Exploſionen veranlaßt und denen zu Folge die Stollen zerſtört und viele Menſchen getödtet werden können. Zur Vermeidung dieſer Exploſionen wird das Licht des Bergmanns mit einem Drahtnetz umgeben (Sicherheitslampe), durch welches zwar das ſchlagende Wetter dringt und im Innern entzündet wird, die Flamme aber wegen der Abkühlung, die ſie durch das Metallnetz erleidet, nicht nach außen ſchlagen kann.

Das Kohlenwaſſerſtoffgas im Maximum wird rein beim Erhitzen des Weingeiſtes oder Aethers mit concentrirter Schwefelſäure erhalten, iſt farblos, riecht ekelerregend, wirkt giftig und verbrennt beim Anzünden mit der intenſivſten Lichtentwicklung, weßhalb es auch Leuchtgas oder wegen der Eigenſchaft, mit Chlor eine ölartige Verbindung zu bilden, ölbildendes Gas benannt wird.

Das Grubengas wird da, wo es in größeren Maſſen aus der Erde ſtrömt, wie z. B. an der Ems in der Nähe des Rheins, wo es aus einem verfallenen Grubenſchacht quillt, als Heizmaterial, an anderen Orten auch zum Betrieb von Töpfereien, Salzſiedereien u. ſ. w. und zur Füllung von Luftballons benutzt; es macht auch einen Beſtandtheil des gewöhnlichen Leuchtgaſes, wie es durch Zerſetzung der Harze, Fettarten, des Thrans, Theers und der Steinkohlen gewonnen wird[16]), aus. Das Leuchtgas ſelbſt iſt der lichterzeugende Körper in allen unſern Leuchtmaterialien und dient in Vermiſchung mit Grubengas als Leuchtmaterial und zur Bereitung von Stahl, indem Eiſen in einem Raum von dieſem Gaſe ſtark erhitzt wird. Das bei der trocknen Deſtillation des Holzes auftretende Gas enthält neben wenig Leuchtgas viel Grubengas und Kohlenoxydgas und verbrennt mit ſchwach leuchtender, aber ſtark hitzender Flamme, weßhalb es ſelbſt als Heizmaterial für das zu verkohlende Holz verwendet werden kann.

Der Bergtalg findet sich in verschiedenen Modificationen vor, als Hatchetin (CH) an verschiedenen Orten Englands und Schottlands, als Scheerit (C^2H) bei St. Gallen, als Naphthein in Frankreich zwischen Krystallen von kohlensaurem Kalk, als Idrialin (C_3H) in dem Quecksilberlebererz von Idria und als Ozokerit oder fossiles Wachs (CH) in der Moldau. Nur letzteres ist von allgemeinerem Interesse, da es von den Bewohnern der Moldau zur Verfertigung von Lichtkerzen benutzt wird.

Das Steinöl findet sich in Italien, Sicilien, im Canton Genf, im Elsaß und Breisgau, am Harz, in Schweden, Schottland, Frankreich, auf den Karpathen, am caspischen Meer, in Hindostan, China, auf Trinidad u. s. w. theils farblos als Naphtha, theils durch Einwirkung von Luft und Licht dunkler, schwärzlich-braun geworden als Bergöl oder zähe-flüssig als Bergtheer; es ist ein Gemenge mehrerer Kohlenwasserstoffe und wird an seinen Fundorten als Brenn- und Leuchtmaterial benutzt, hat aber sonst noch eine vielseitige Anwendung, wie zur Bereitung von Firniß, zur Abhaltung schädlicher Thiere von Garten- und Feldfrüchten, da die meisten Thiere seinen starken Geruch nicht vertragen können, in der Medicin, nachdem es durch Destillation mit Wasser gereinigt worden u. s. w.

Die Flamme aller Leucht- und Brennmaterialen ist das Resultat der Verbrennung des Dampfes, wenn der verbrennende Körper flüchtiger Natur ist, oder der Zersetzungsproducte desselben, wenn er nicht flüchtiger Beschaffenheit ist. Weingeist, Aether, ätherische Oele u. s. w. sind flüchtige Körper und verbrennen daher unmittelbar, d. h. ihr Kohlenstoff und Wasserstoff verbindet sich sogleich mit dem zuströmenden Sauerstoffgas zu Kohlensäure und Wasser, fette Oele, Talg, Wachs, Stearin, Holz, Steinkohlen u. s. w. sind nicht flüchtige Körper, erleiden aber durch die Einwirkung der Hitze eine Veränderung, daß sich ihr Kohlenstoff und Wasserstoff, zum Theil unter Abscheidung von Kohlenstoff, zu Kohlenwasserstoffen verbinden, die wegen der hohen Temperatur sogleich durch das zuströmende Sauerstoffgas verbrannt werden. Taucht man eine erwärmte Haarröhre in Weingeist, Aether, ätherische Oele u. s. w., die

ebenfalls als Kohlenwaſſerſtoffe oder als Verbindung eines Kohlenwaſſerſtoffes mit Waſſerbeſtandtheilen zu betrachten ſind, ſo wird die capillariſch in die Höhe gezogene Flüſſigkeit in Dampf verwandelt und dieſer entzündet ſich, wenn ihm in der Luft ein brennender Körper genähert wird. Wird eine ſehr ſtark erhitzte Haarröhre in fettes Oel getaucht, ſo wird dieſes in die Höhe gepumpt, aber ſogleich, wenn die Röhre heiß genug iſt, zerſetzt und in flüchtige Kohlenwaſſerſtoffe verwandelt, die ſich entzünden laſſen. In dem einen oder in dem andern Falle verurſacht die Flamme des ausſtrömenden Dampfes oder Zerſetzungsproductes eine hinreichende Erwärmung der Haarröhre, um dieſe zur weiteren Dampfbildung oder Zerſetzung des aufgeſaugten Brennmaterials hinreichend hoch zu erhitzen und ſo für die Flamme immer neue Nahrung zuzuführen. Dieſelben Erſcheinungen finden am Docht unſerer Brenn- oder Leuchtmaterialien ſtatt; der Docht beſteht aus einer Menge ſehr feiner Haarröhrchen, welche als ſolche flüſſige Körper ſchon an und für ſich ſehr in die Höhe ziehen und wenn dieſe brennbarer Natur ſind, bei hinreichender Erhitzung die Verbrennung des Dampfes oder der Zerſetzungsproducte begünſtigen. Iſt das Brennmaterial von feſter, aber ſchmelzbarer Natur, wie z. B. Wachs, Talg, u. ſ. w., ſo wirkt die aus der Flamme ſtrahlende Wärme ſchmelzend auf die nächſten Theile des Brennmaterials und macht dieſe geeignet in den Haarröhrchen in die Höhe zu ſteigen.

Bei der genauen Betrachtung irgend einer Flamme wird man immer finden, daß jede derſelben aus mehreren Theilen beſteht. In der Flamme des Waſſerſtoffgaſes und des Weingeiſtes bemerkt man im Innern einen dunkeln, aus Waſſerſtoffgas oder Weingeiſtdampf beſtehenden Kegel und um dieſe eine brennende aber wenig leuchtende Hülle, beſtehend aus glühendem Waſſergas (und Kohlenſäuregas); taucht man einen ſchwachen Draht in die Flamme, ſo bleibt dieſer im Innern der Flamme dunkel, wird aber in der Hülle glühend und leuchtend. In der Flamme des Leuchtgaſes, der Oele und der Kerzen, überhaupt in der Flamme kohlenſtoffreicher Brennmaterialien hat man im Innern den dunkeln Kegel des ausſtrömenden Gaſes, Dampfes oder Zerſetzungsproductes und um dieſen eine ſtark leuchtende Hülle, welche wiederum von einem wenig leuchtenden Mantel umſchloſſen wird; ſtürzt man über eine derartige Flamme beinahe bis an den Grund derſelben ein feines Metallnetz, ſo zeigt ſich

dieſes im Innern der Flamme als eine dunkle Scheibe und um dieſe iſt ein rothglühender, um dieſen aber wieder ein weißglühender Ring.

Auch chemiſch zeigen ſich die verſchiedenen Theile der Flamme verſchieden, indem der äußere, wenig leuchtende Theil derſelben auf die brennbaren Körper oxydirend, der innere Theil aber auf verbrannte Körper desoxydirend wirkt. Kann in das Innere der Flamme Sauerſtoffgas oder atmoſphäriſche Luft treten, wie z. B. bei Lampen mit hohlen Dochten, ſo zeigt die kreisförmige Flamme dieſelben Erſcheinungen auch von Innen heraus, nämlich vorerſt einen wenig leuchtenden, aber ſtark erhitzenden und oxydirend wirkenden Mantel über einer ſtark leuchtenden desoxydirend wirkenden Hülle, die den dunkeln Kegel einſchließt. Auch eine einfache Flamme kann in dieſer Weiſe umgeändert werden, wenn man in ihr Inneres Sauerſtoffgas oder atmoſphäriſche Luft ſtrömen läßt, wodurch daſelbſt die größte Hitze erregt und ein in den inneren Theil gebrachter oxydirbarer Körper oxydirt wird; hierauf beruht die Anwendung des Löthrohres, durch welches bei gehörigem Gebrauch und entſprechenden Hülfsmitteln der Chemiker die Natur vieler Körper erkennen kann und es deßhalb ein unentbehrliches Inſtrument für den praktiſchen Chemiker iſt, aber auch von Metallarbeitern und Glasbläſern benutzt wird.

Das Leuchten der Flamme iſt durch die Gegenwart feſter feuerbeſtändiger Körper bedingt. Die Weingeiſtflamme iſt glühendes Waſſer- und Kohlenſäuregas, die Waſſerſtoffflamme nur glühendes Waſſergas; beide können daher nicht leuchten, werden aber leuchtend, wenn man in dieſelben einen feuerbeſtändigen Körper, z. B. ein Stück Kreide bringt, wodurch ſogar eine der intenſivſten Lichtentwicklungen hervorgebracht wird. Iſt hingegen der Verbrennungspunkt feſt oder ſcheidet ſich während der Verbrennung ein Körper in feſter Form aus, ſo wird die Wärme von dieſem gebunden und er glühend, die Flamme aber dadurch leuchtend gemacht. Phosphor verbrennt mit großer Lichtentwicklung, weil er ſelbſt erſt in Dampf und dieſer durch den zutretenden Sauerſtoff in einen feſten Körper verwandelt wird. In den Flammen unſerer Leuchtmaterialien findet die Abſcheidung eines feſten Körpers, des Kohlenſtoffes ſtatt, welcher durch die im Aeußeren der Flamme hervorgerufene Hitze bis zum Glühen erhitzt wird. Die Abſcheidung des Kohlenſtoffes in der Flamme wird aber dadurch veranlaßt, daß die bei einer niedrigeren Tempera-

tur aus dem Leuchtmaterial entſtehenden Kohlenwaſſerſtoffe, oder auch ein reiner Kohlenwaſſerſtoff, bei einer höheren Temperatur, wie ſie in dem äußern Theile der Flamme entwickelt wird, wieder in Kohle und Waſſerſtoff zerſetzt werden und das zuſtrömende Sauerſtoffgas ſich vorzugsweiſe auf Letzteres wirft, dieſes verbrennt und dadurch eine ſo hohe Temperatur erzeugt wird, daß die abgeſchiedene, höchſt fein zertheilte Kohle bis zum Weißglühen erhitzt und beim Steigen aus der Flamme durch das zutretende Sauerſtoffgas verbrannt wird. Je mehr nun die Kohlenwaſſerſtoffe Kohlenſtoff enthalten und um ſo raſcher die Verbrennung des Waſſerſtoffgaſes ſtattfindet, um ſo mehr ſcheidet ſich Kohlenſtoff ab und um ſo mehr wird Hitze und dadurch ſtarkes Glühen deſſelben erzeugt. Iſt aber ein Körper ſehr reich an Kohlenſtoff und arm an Waſſerſtoff, ſo iſt die Hitze, die durch die Verbrennung des letzteren erzeugt wird, nicht mehr hinreichend, allen Kohlenſtoff ſo weit zu erhitzen, daß er bei dem Aufſteigen aus der Flamme verbrennen könnte; er entweicht zum Theil unverbrannt und verurſacht nun das Rußen der Flamme. Brennendes Terpentinöl hat dieſe Eigenſchaft; ſie wird ihm aber genommen, wenn es mit einer gewiſſen Quantität Weingeiſt oder Aether vermiſcht wird und verurſacht dann ein ſchönes, helles, nicht rauchendes Licht. In der neueren Zeit wird ein ſolches Gemiſch häufig als Leuchtmaterial benutzt und es dabei in Form von Gas verbrannt.

Der Kohlenſtoff verbindet ſich in mehreren Verhältniſſen mit Stickſtoff, aber niemals unmittelbar. Beim Glühen organiſcher ſtickſtoffhaltiger Körper in verſchloſſenen Gefäßen hinterbleibt Stickſtoffkohle (C_6N), die durch wiederholtes Glühen mit Kali ihren Stickſtoff und einen Theil Kohlenſtoff entläßt, welche beide nun in dem Gewichtsverhältniß von 14 : 12 zu einer neuen Verbindung zuſammentreten, welche ſich ſogleich mit reducirtem Kalium verbindet. Dieſe Verbindung des Kohlenſtoffes mit Stickſtoff, welche wegen der blauen Farbe, die ihre Eiſenverbindung hat, Cyan, richtiger Kyan, von κυανος, benannt wird, beſteht aus 2 Miſchungsgewichten Kohlenſtoff und 1 Miſchungsgewicht Stickſtoff, wonach ihre Zuſammenſetzung durch C_2N ausgedrückt wird. Das Cyan verhält ſich wie ein einfacher Körper und

ſchließt ſich den Salzzeugern an; als ein zuſammengeſetztes Radical wird es in der zweiten Abtheilung beſchrieben.

5. Chlor.

Chlorium; Cl. = 35,463 oder 443,28.

Das Chlor macht den aciden Beſtandtheil (gegen 60%) des Kochſalzes aus und findet ſich wegen deſſen Verbreitung in ſehr großer Menge in der Natur; auch einige andere Verbindungen des Chlors kommen in der Natur vor, aber meiſt nur in geringer Menge. Es wird aus dem Kochſalz durch Berührung mit Braunſtein und Schwefelſäure oder aus der Salzſäure durch Einwirkung von Braunſtein abgeſchieden.[17])

Das Chlor iſt im reinen Zuſtande gasförmig, wird aber bei Abkühlung und Druck von 4 Atmoſphären zu einer gelben, ſehr beweglichen Flüſſigkeit verdichtet; es hat eine gelblichgrüne Farbe (von χλοροϛ der Name abgeleitet), iſt im gasförmigen Zuſtand von 2,44 ſpecif. Gewicht, daher 35,4 mal ſchwerer als Waſſerſtoffgas, riecht eigenthümlich unangenehm und kann nicht für ſich, aber wohl mit einer großen Quantität atmoſphäriſcher Luft vermengt eingeathmet werden. Im feuchten Zuſtande zerſetzt es alle Pflanzenfarben alle riechenden Stoffe, welche ſich aus faulenden organiſchen Stoffen entwickeln, und die bei Krankheiten auftretenden Anſteckungsſtoffe; es löſt ſich in ſeinem halben Volumen Waſſer und bildet, bei niedriger Temperatur in Waſſer geleitet, mit dieſem ein blaßgelbes kryſtalliniſches Hydrat.

Das Chlor verbindet ſich mit allen einfachen Stoffen und zeigt hierbei eine ſo große Verwandtſchaft, daß es ſich mit einigen, wie z. B. mit Waſſerſtoff oder Antimon ſchon bei gewöhnlicher Temperatur verbindet. Die Verbindungen mit den Metallen heißen Chlormetalle oder Chloride und verhalten ſich chemiſch den Oxyden analog, indem ſie ſich, wenn auch nur bei einigen eine ſaure, bei keinen aber eine alkaliſche Reaction bemerkbar iſt, unter einander zu Chlorſalzen verbinden, wobei immer dasjenige Chlormetall, deſſen entſprechendes Oxyd eine Säure oder eine Baſis iſt, die Rolle einer Chlorſäure oder Chlorbaſis ſpielt. Die meiſten Chlormetalle ſind mehr oder

minder leicht flüchtig und in Waſſer, mehrere auch in Weingeiſt und Aether löslich, werden durch Einwirkung von Schwefelſäure, Phosphorſäure, Arſenſäure und Borſäure bei Gegenwart von Waſſer, unter Bildung von Chlorwaſſerſtoffſäure und eines Sauerſtoffſalzes, zerſetzt und zeichnen ſich in ihrem in Waſſer gelöſten Zuſtand dadurch aus, daß ſie mit ſalpeterſaurem Silberoxyd einen weißen, in Ammoniakwaſſer wieder löslichen Niederſchlag geben.

Die Verbindungen des Chlors mit den Metallen finden gewöhnlich unter Wärme- und Lichtentwicklung ſtatt, wodurch die früher aufgeſtellte Anſicht, daß der Sauerſtoff das alleinige feuergebende Princip ſei, umgeſtoßen worden iſt. Auch noch einige andere nicht metalliſche Stoffe verbinden ſich mit den Metallen unter Feuerentwicklung und es muß dieſe daher als das Ausgleichungsproduct der electrochemiſchen Differenz der Stoffe betrachtet werden.

Das Chlor wird als ſolches zur Darſtellung mehrerer ſeiner Verbindungen, wie der unterchlorigſauren Salze, des chlorſauren Kalis u. ſ. w., ferner ſo wohl für ſich, als in ſeiner wäßrigen Löſung zur Zerſtörung von farbigen und fauligen Stoffen und Miasmen, zum Bleichen der baumwollenen, leinenen und hanfenen Gewebe, des Papierleimes, der Lumpen für die Papierfabrikation u. ſ. w., zur Wiederherſtellung der urſprünglichen Farbe von Kupferſtichen, gedrucktem Papier, Leinwand oder Kattun, zur Entfernung der Tinte vom Papier und anderen weißen Zeugen u. ſ. w. benutzt; auch iſt es ein wichtiges äußerliches und innerliches Heilmittel.

Da die Dämpfe des Chlors die Reſpirationsorgane ungemein beläſtigen, ſo muß man bei ſeiner Darſtellung oder bei ſeinem Gebrauch einen luftigen Ort wählen und von Zeit zu Zeit Weingeiſt auf Zucker getröpfelt oder ſehr fett geſtrichenes Butterbrot genießen. In eingeſchloſſenen Räumen läßt man zur Neutraliſirung etwaiger Chlordämpfe etwas Ammoniak in die Luft treten.

Das Chlor kann ſich nur mittelbar, aber in vier verſchiedenen Verhältniſſen mit dem Sauerſtoff verbinden, nämlich

35,4 Th. Chlor und 8 Th. Sauerſtoff zu unterchloriger Säure = ClO,
35,4 „ „ „ 24 „ „ „ chloriger Säure = ClO_3,
35,4 „ „ „ 40 „ „ „ Chlorſäure = ClO_5,
35,4 „ „ „ 56 „ „ „ Ueberchlorſäure = ClO_7.

Keine dieſer Säuren hat für ſich ein allgemeineres Intereſſe und nur zwei derſelben, die unterchlorige Säure und Chlorſäure haben wegen ihrer Salze Wichtigkeit, weßhalb auf unterchlorigſaures und auf chlorſaures Kali verwieſen wird.

Das Chlor hat eine ſo große Verwandtſchaft zum Waſſerſtoff, daß es dieſen unter dem Einfluß des Lichtes dem Waſſer und vielen organiſchen Stoffen, worauf ſeine farben-, geruch- und miasmenzerſtörende Kraft beruht, entzieht. Werden gleiche Raumtheile Chlorgas und Waſſerſtoffgas vermiſcht und dem Einfluß des Lichtes ausgeſetzt, ſo verbinden ſich beide unter ſchwacher Exploſion, aber ohne Verdichtung des Raumes, zu Chlorwaſſerſtoffgas, welches wegen ſeiner ſauren Natur

Chlorwaſſerſtoffſäure

oder wegen ſeiner Gewinnung aus Kochſalz durch Schwefelſäure[18]) Salzſäure genannt wird. Dieſe findet ſich frei und gasförmig in der Nähe von Vulkanen und in Waſſer gelöſt im Magenſaft. Da 1 Raumtheil Chlorgas und 1 Raumtheil Waſſerſtoffgas 2 Raumtheile Chlorwaſſerſtoffgas geben und erſteres 35,4 mal ſchwerer als Waſſerſtoffgas iſt, ſo muß jenes aus 35,4 Th. Chlor und 1 Gew. Waſſerſtoff oder aus gleichen Miſchungsgewichten Chlor und Waſſerſtoff beſtehen und ſeine Zuſammenſetzung wird durch ClH (= 36,46) ausgedrückt.

Das Chlorwaſſerſtoffgas iſt farblos, riecht ſtechend ſauer, erregt heftigen Huſten und raucht an der Luft, indem es den in dieſer enthaltenen Waſſerdampf anzieht und verdichtet; bei niedriger Temperatur und ſtarkem Druck läßt es ſich zu einer tropfbaren Flüſſigkeit verdichten. Es iſt weder brennbar, noch athembar, und iſt auch für die Vegetation nachtheilig, da in der Nähe von Fabrikanlagen, wo viel Chlorwaſſerſtoffgas in die Luft übergeführt wird, die Pflanzen und Bäume ſehr kümmerlich wachſen oder auch abſterben. Durch die das Waſſer für ſich oder unter Mitwirkung von Sauerſtoffſäuren zerſetzenden Metalle wird es zerſetzt, indem ſich Chlormetall bildet und Waſſerſtoff abſcheidet.

Das Chlorwasserstoffgas wird in der 460 bis 480fachen Menge vom Wasser unter starker Wärmeentwicklung absorbirt und bildet damit eine farblose, zum Theil rauchende Flüssigkeit, welche bei 42% Säuregehalt von 1,21 specif. Gewicht ist, leichter als Wasser siedet und dabei unter Steigerung des Siedepunktes bis auf 110° die größere Hälfte des Gases entläßt und dann auch als Ganzes überdestillirt. Auch die wäßrige Chlorwasserstoffsäure entwickelt in Berührung mit vielen Metallen unter Bildung von Chlormetall Wasserstoffgas und giebt mit Oxyden gelöstes Chlormetall und Wasser. Im concentrirten Zustande wirkt die Chlorwasserstoffsäure auf viele Pflanzenstoffe zerstörend, indem sie ihnen die Wasserelemente entzieht und auf diese Weise z. B. Leinwand mürbe gemacht wird; weniger zerstörend wirkt sie auf animalische Stoffe, wie z. B. auf wollene und seidene Zeuge; sie färbt das Lackmus und viele andere Pflanzenfarben roth, welche Färbung aber durch Ammoniak wieder beseitigt wird.

Das Chlorwasserstoffgas hat nur für den Chemiker Interesse, während seine wäßrige Lösung eine vielseitige Anwendung findet, wie z. B. zur Lösung verschiedener Erd- und Steinarten und verschiedener Metalle und Metalloxyde, als Erkennungsmittel für aufgelöstes Silber und für die Gegenwart von reinem oder kohlensaurem Ammoniak, zur Lösung des phosphorsauren Kalkes aus den Knochen (um den Rückstand aus Leim zu benutzen), zur Entziehung der feuerbeständigen Theile aus der Knochenkohle, um diese in ihrer farbstoffanziehenden Kraft zu steigern, zur Unterscheidung des Kartoffelstärkmehls vom Weizenstärkmehl, indem sie aus jenem schon bei gewöhnlicher, aus letzterem aber erst bei erhöhter Temperatur Ameisensäuredämpfe entwickelt u. s. w. Auch wird sie mitunter betrügerischer Weise zur Erhöhung der Farbe rother Weine und zur Schärfung des Essigs verwendet; man hat zur Erkennung dieser Verfälschung den Wein oder Essig abzudestilliren und die letzten Theile des Destillates mit salpetersaurem Silberoxyd zu prüfen, wodurch, wenn Chlorwasserstoffsäure vorhanden ist, ein weißer, in Ammoniakwasser löslicher Niederschlag entsteht.

Durch Begießung des Bodens mit sehr verdünnter Salzsäure wird die Vegetation auf demselben ungemein begünstigt; dieser Erfolg scheint dadurch bedingt zu sein, daß die Salzsäure die kohlensauren Erden zersetzt und löslich,

sie also geeigneter zur Assimilation für die Pflanzen macht; zugleich wirkt die freiwerdende Kohlensäure mit vortheilhaft auf diese, und auch die Bildung von salzsaurem Kalk (Chlorcalcium) mag nicht ohne Einfluß sein, da derselbe fortwährend Wasser aus der Luft anzieht. In der Feldwirthschaft kann einem großen Verlust von Ammoniak vorgebeugt werden, wenn man in den Ställen flache Gefäße mit verdünnter Salzsäure aufhängt. Diese absorbirt vollständig das bei der Fäulniß der thierischen Excremente entstehende Ammoniak und verwandelt es in Salmiak, welcher dann in der Mistjauche gelöst mit auf die Felder gebracht wird.

Ein Gemisch aus 2 — 3 Theilen Salzsäure und 1 Th. Salpetersäure ist als Königswasser oder Goldscheidewasser bekannt und wird häufig als auflösendes und oxydirendes Mittel da benutzt, wo keine der Säuren für sich wirken würde, wie z. B. bei der Auflösung und Trennung des Goldes vom Silber (woher auch von der früheren Bezeichnung des Goldes mit „König der Metalle" der Name), bei der Auflösung des Platins u. s. w. Seine Wirkung beruht darauf, daß es in der Wärme Chlor und salpetrige Säure giebt; ersteres wirkt lösend, letztere oxydirend.

Eine Verbindung von Chlor mit Stickstoff entsteht, wenn Chlor im Uebermaß auf Ammoniak und dessen Verbindungen wirkt, wobei sich eine dunkelgelbe, ölartige, schwere Flüssigkeit bildet, welche durch die geringste Erwärmung oder Erschütterung, durch Berührung mit brennbaren Körpern u. s. w. unter einer furchtbaren Explosion zersetzt wird und deßhalb Höllenöl genannt worden ist. Man muß deßhalb vorsichtig bei der Einwirkung von Chlor auf Ammoniak und dessen in Wasser gelöste Verbindungen verfahren.

Das Chlor kann sich mit Kohlenstoff verbinden, wenn man ölbildendes Gas damit in Berührung bringt, wobei mit der zunehmenden Menge des ersteren immer mehr Wasserstoff abgeschieden und Chlor aufgenommen wird, bis zuletzt ein Chlorkohlenstoff (C_2Cl_3) als ein weißer krystallinischer, flüchtiger und kampherartig riechender Körper hinterbleibt; wird Sumpfgas

mit der vierfachen Raummenge Chlorgas ins Licht geſetzt, ſo entſteht ein anderer Chlorkohlenſtoff (C_2Cl_2) als ein tropfbarflüſſiger und ſtechend aromatiſch riechender Körper; ferner giebt es CCl, welcher tropfbarflüſſig, und C_2Cl, der kryſtalliſirt iſt. Alle dieſe Verbindungen, wie auch die des Chlors mit Kohlenoxyd, welche, da ſie nur bei der Einwirkung des Lichtes entſteht, Phosgengas (CClO) benannt worden iſt, haben nur ein wiſſenſchaftliches Intereſſe.

6. Brom.

Bromium. Br. = 80,0 oder 1000,0

Das Brom findet ſich verbunden mit Magnium im Meerwaſſer und vielen Salzquellen, aber immer nur in ſehr geringer Menge und kann daraus durch Behandlung mit Chlor oder durch Braunſtein und Schwefelſäure abgeſchieden werden.[19])

Das Brom ſtellt eine braune, in dünnen Lagen ſchön feuerrothe Flüſſigkeit dar, iſt 3 mal ſchwerer als Waſſer, hat einen unangenehmen ſtinkenden Geruch (daher ſein Name von βρῶμος), bleicht Farbſtoffe, löſt ſich etwas in Waſſer, verbindet ſich mit den nichtmetalliſchen und metalliſchen Stoffen und verhält ſich überhaupt wie das Chlor.

Das Brom und ſeine Verbindungen ſind nur in ſofern von Intereſſe, als es und einige derſelben ſehr kräftige Heilmittel ſind. Es iſt Urſache von dem häufig vorkommenden ſtinkenden Nebengeruch des Chlors und läßt ſich in reinem in Waſſer gelöſten Zuſtande oder nach der Behandlung ſeiner im Waſſer gelöſten Verbindungen mit Chlor dadurch nachweiſen, daß in die Flüſſigkeit gebrachte Stärkmehlabkochung mehr oder minder ſtark orange gefärbt wird.

7. Jod.

Iodium. I = 126,845 oder 1565,57.

Das Jod findet ſich mit Alkalimetallen verbunden in mehreren Seegewächſen, im Meerwaſſer, im Steinſalze und in der Mutterlauge mehrerer Salzſoolen, auch in einigen Mineralwäſſern und in einem mexikaniſchen Silbererz und ſchleſiſchen Zinkerz. Es wird aus der Mutterlauge von der Aſche der Seegewächſe durch Deſtillation mit Schwefelſäure gewonnen.[20])

Das Jod iſt kryſtalliniſch, in Structur und Farbe dem Eiſenglanz ähnlich und 5 mal ſchwerer als Waſſer; es riecht chlorähnlich und ſchmeckt ſcharf, wirkt in größeren Gaben giftig, ſchmilzt bei 107°, ſiedet bei 180° und verwandelt ſich in ein purpurviolettes oder veilchenblaues Gas (daher ſein Name aus ιοδος). Es löſt ſich ſehr wenig in Waſſer, leicht in Weingeiſt, bräunt und zerſetzt organiſche Stoffe und verbindet ſich gleich dem Chlor und Brom mit den einfachen Stoffen.

Nur wenige Verbindungen des Jods haben mehr als ein mediciniſches Intereſſe, wie z. B. Jodblei und Jodqueckſilber ſehr glänzend farbig ſind und deßhalb in der Färberei benutzt werden. Eine dem Chlorſtickſtoff analoge Verbindung, der Jodſtickſtoff (I_3N) bildet ſich bei der Berührung des Jods mit Ammoniakwaſſer und iſt feſt, aber durch Berührung, Erwärmung u. ſ. w. leicht zerſetzbar.

Das Jod wird auf dieſelbe Weiſe erkannt, wie das Brom, nur daß es das Stärkmehl nicht orange, ſondern mehr oder minder intenſiv blau färbt. So wie aber das Stärkmehl ein Erkennungsmittel für Jod iſt, ſo iſt auch letzteres ein Erkennungsmittel für Stärkmehl und wird häufig als ſolches benutzt.

---

8. Fluor.

Fluorium. F. = 18,834 oder 235,435.

Das Fluor iſt der acide Beſtandtheil des Flußſpathes, worin es mit Kalkmetall verbunden, und findet ſich ebenfalls mit dieſem Metall verbunden in

den thieriſchen Knochen und in dem Email der Zähne. Es iſt für ſich noch nicht iſolirt dargeſtellt worden, ſchließt ſich aber in ſeinem Verhalten gegen andere Stoffe den drei vorher beſchriebenen Stoffen, den Salzzeugern, an.

Mit Sauerſtoff hat man das Fluor noch nicht verbinden können; ſeine wichtigſte Verbindung iſt die mit Waſſerſtoff, welche bekannt iſt als

Fluorwaſſerſtoffſäure

oder, da ſie durch Einwirkung von Schwefelſäure auf Flußſpath erhalten wird,[21]) auch Flußſpathſäure genannt wird. Es treten bei ihrer Bildung 18,8 Gewichtstheile Fluor mit 1 Gewichtstheil Waſſerſtoff zuſammen, wonach ſie aus gleichen Miſchungsgewichten Fluor und Waſſerſtoff beſteht und durch FH (= 19,834) bezeichnet wird.

Die Fluorwaſſerſtoffſäure iſt unter + 15° tropfbar-flüſſig, farblos und von 1,06 ſpecif. Gewicht, ſiedet bei + 15°, riecht ſtechend, verurſacht auf die Haut gebracht Eiterblaſen, raucht an der Luft und verbindet ſich unter Wärmeentwicklung mit Waſſer zu einem Hydrat, welches bei 35 1/3 Proc. Säuregehalt (FH, 4 Aq.) von 1,15 ſpecif. Gewicht iſt und bei 121° ſiedet. Sie ätzt Glas und verbindet ſich unter Abſcheidung von Waſſerſtoff mit Ausnahme des Goldes, Platins und Bleis mit allen übrigen Metallen, weßhalb ſie nur in Gold-, Platin- oder Bleigefäßen dargeſtellt werden kann.

Die Fluorwaſſerſtoffſäure wird techniſch nur zum Glasätzen, chemiſch zum Aufſchließen, d. h. zur Löslichmachung verſchiedener ſteiniger Mineralien benutzt. Alle Fluormetalle geben beim Uebergießen mit Schwefelſäure einen das Glas ätzenden Dampf aus und werden auf dieſe Weiſe erkannt.

9. Schwefel.

Sulphur. S. = 16,0 oder 200,0.

Der Schwefel findet ſich 1) gediegen, d. h. ungebunden in der Nähe von Vulkanen theils kryſtalliſirt, theils pulverig in Geſteinen eingeſprengt und 2) verbunden a) mit Sauerſtoff als Schwefelſäure und an Oxyde gebunden in

vielen Salzen, b) mit Waſſerſtoff als Schwefelwaſſerſtoff in den Schwefelquellen und c) mit vielen Metallen zu Schwefelmetallen in den ſogenannten Kieſen oder Blenden. Auch iſt er ein Beſtandtheil einiger organiſchen Körper wie namentlich der Proteinkörper und des Senföles.

Der Schwefel wird theils durch Ausſaigern, d. h. durch Ausſchmelzen, theils durch Erhitzung ſolcher Kieſe, welche einen Ueberſchuß von Schwefel haben, erhalten und kommt theils in Stangenform, Stangenſchwefel, theils in Pulverform als ſogenannte Schwefelblumen in den Handel. Höchſt fein zertheilt als ſogenannte Schwefelmilch wird er bei der Zerſetzung eines in Waſſer gelöſten Ueberſchwefelmetalles durch irgend eine Säure erhalten.[22])

Der Schwefel kann ſo wohl in ſpitzen Rhombenoctaëdern, als auch in ſchiefen rhombiſchen Säulen kryſtalliſiren, die von verſchiedenem ſpecif. Gewicht ſind (mittleres ſpecif. Gewicht = 2,0), hat eine eigenthümliche gelbe Farbe, iſt ſpröde, negativ idioelectriſch und ein ſchlechter Leiter der Wärme, ſchmilzt bei + 112° zu einer hellgelben beweglichen Flüſſigkeit, welche bei 160° braun, dick und zähe wird und bei + 250° in Waſſer geworfen tagelang eine braune, zähe und weiche Maſſe darſtellt. Bei + 420° kommt der Schwefel ins Kochen und verwandelt ſich in einen braunrothen Dampf. Der Schwefel hat keinen Geruch und Geſchmack und löſt ſich nicht in Waſſer, wenig in Weingeiſt und Aether, leicht in fetten Oelen und in ſeinen Verbindungen mit Kohlenſtoff oder Chlor.

Der Schwefel wird zu Schwefelfäden und Schwefelhölzern, zu überſchwefelten Lappen und Papier, zum Kitten, zur Bereitung des Schießpulvers, zur Erzeugung ſchwefeliger Säure für das Schwefeln der Wolle, der Seide, der Strohgeflechte u. ſ. w., für die Fabrikation der Schwefelſäure, für die Tödtung ſchädlicher Inſecten u. ſ. w., ferner zur Bereitung verſchiedener Schwefelmetalle und häufig in der Medicin benutzt.

Der Schwefel verbindet ſich mit allen einfachen Stoffen, theils unmittelbar, theils mittelbar, und mit vielen derſelben unter Feuererſcheinung; er zeigt ſich hierbei ſowohl als ein Zünder, als auch als ein Brenner, d. h. er kann ſowohl das Brennen anderer Körper hervorrufen und unterhalten, als auch ſelbſt verbrennen. Die Verbindungen des Schwefels mit den Metallen entſprechen faſt durchgehends deren Oxyden und heißen Schwefelmetalle oder

Sulphide; sie sind von saurer und basischer Natur und verbinden sich unter einander zu Schwefelsalzen. Die meisten Schwefelmetalle werden dadurch erkannt, daß sie in Berührung mit Salzsäure Schwefelwasserstoff entwickeln oder bei der Digestion mit Salpetersäure Schwefelsäure bilden.

Der Schwefel kann sich in 7 verschiedenen Verhältnissen mit Sauerstoff verbinden; diese Verbindungen sind sämmtlich saurer Natur, aber nur zwei derselben von allgemeinem Interesse. Unmittelbar erzeugt sich aus Schwefel und Sauerstoff nur die

Schweflige Säure.

Diese Säure findet sich in vulkanischen Gegenden theils gasförmig, theils in Wasser gelöst, geht aber dann durch weitere Oxydation in Schwefelsäure über. Sie wird gebildet, wenn Schwefel an der Luft oder in Sauerstoffgas bis auf 150° erhitzt wird, wobei er sich entzündet und mit blaß bläulicher Flamme zu schwefeliger Säure verbrennt. Diese bildet sich auch bei der theilweisen Desoxydation der Schwefelsäure durch brennbare Körper oder bei der Erhitzung des Schwefels mit sauerstoffreichen Metalloxyden, z. B. mit Braunstein.[23]) In allen diesen Fällen treten gleiche Gewichtstheile Schwefel und Sauerstoff zusammen und die schwefelige Säure besteht demnach und da sich in ihren neutralen Salzen der Sauerstoff der Basis zu dem der Säure wie 1 : 2 verhält, aus 1 Mischungsgewicht Schwefel und 2 Mischungsgewichten Sauerstoff oder aus 16 Gewichtstheilen Schwefel und 16 Gewichtstheilen Sauerstoff, wonach sie mit SO_2 (= 32,0) bezeichnet wird.

Die schwefelige Säure ist gasförmig, läßt sich aber durch starken Druck oder Abkühlung bis — 20° zu einer tropfbaren Flüssigkeit verdichten, welche an der Luft so rasch und mit so bedeutender Abkühlung ihrer Umgebung verdünstet, daß ein Theil derselben zu einer weißen Masse erstarrt. Sie hat einen erstickenden Geruch und ekelhaften Geschmack, löst sich reichlich in Wasser und Weingeist und verbindet sich mit vielen Farbstoffen, wobei dieselben farblos, aber durch längere Einwirkung der Luft wieder farbig werden. Sie ist nicht athembar und unterhält nicht das Verbrennen.

Die ſchwefelige Säure bildet mit den baſiſchen Oxyden die ſchwefelig-ſauren Salze, die zum kleinen Theil löslich, meiſt unlöslich ſind und daran erkannt werden, daß ſie beim Uebergießen mit ſtärkeren Säuren unter Aufbrauſen den erſtickenden Geruch der ſchwefeligen Säure entwickeln; ſie gehen durch die Einwirkung des atmoſphäriſchen Sauerſtoffgaſes raſch in ſchwefelſaure Salze über.

Die ſchwefelige Säure wird ſowohl in Gasform, als auch und zweckmäßiger in ihrer wäßrigen Löſung zum Bleichen der Seide, Wollengarne und Tuche, des Caſimirs, der Darmſaiten, Badeſchwämme, Stroh- und Spangeflechte, der Knochengallerte, zur Vertilgung der Flecken aus Tiſchzeug u. ſ. w., ferner zum Schwefeln der Weinfäſſer, um wegen ihrer ſauerſtoffanziehenden Eigenſchaft die Gährung zu verhüten, zur Löſchung brennender Schornſteine, zur Vertilgung der Raupen und Inſecten benutzt. Auch die ſchwefeligſauren Salze ſind zum Bleichen vorgeſchlagen worden und das ſchwefeligſaure Natron kommt als ſogenanntes Antichlor in Handel und dient dazu, das in der Schnellbleiche zurückbleibende Chlor in den Zeugen zu binden und zur weiteren Einwirkung auf die Pflanzenfaſer unfähig zu machen. Auch wird die ſchwefelige Säure mediciniſch und zwar in Dampfform als Bad und im verdichteten flüſſigen Zuſtande zur Erregung niedriger Temperaturgrade benutzt.

Kommt Zink oder Eiſen mit ſchwefeliger Säure und Waſſer, z. B. auf 2 Miſchungsgewichte der erſteren 3 Miſchungsgewichte der letzteren zuſammen, ſo werden $^2/_3$ der ſchwefeligen Säure zerſetzt, indem ſich die Hälfte ihres Sauerſtoffs mit dem Metall verbindet und dagegen eine neue Säure, ſogenannte unterſchwefelige Säure (S_2O_2) bildet, welche ſich mit dem baſiſchen Oxyd verbindet und mit ſchwefeligſaurem Salz im Waſſer löſt ($3SO_2 + 2Zn = ZnO, S_2O_2 + ZnO, SO_2$). Die unterſchwefelige Säure zerfällt raſch bei der Zerſetzung ihrer Salze in ſchwefelige Säure und Schwefel und iſt deßhalb von Intereſſe, als ſie mitunter ein Beſtandtheil der käuflichen Soda iſt und dieſer dann die Eigenſchaft ertheilt, mit ſalpeterſaurem Queckſilberoxydul einen ſchwarzen Niederſchlag zu geben.

Wird ſchwefelige Säure in Waſſer gelöſt der Einwirkung des atmoſphäriſchen Sauerſtoffgaſes ausgeſetzt, ſo verwandelt ſie ſich in

Schwefelſäure.

Die Umwandlung der ſchwefeligen Säure in Schwefelſäure findet noch raſcher ſtatt, wenn zugleich Stickſtoffoxydgas vorhanden iſt, welches ſich durch den Sauerſtoff der atmoſphäriſchen Luft in ſalpetrige Säure verwandelt, dieſe aber den aufgenommenen Sauerſtoff ſogleich wieder an die ſchwefelige Säure abgiebt; auch beim Leiten der ſchwefeligen Säure mit Sauerſtoffgas oder atmoſphäriſcher Luft über erhitzten Platinſchwamm entſteht Schwefelſäure. Die ſchwefelige Säure nimmt in dieſen Fällen noch halb ſo viel Sauerſtoff, als ſie bereits enthält, auf und die entſtandene Schwefelſäure beſteht demnach, und da ſich in ihren neutralen Salzen der Sauerſtoff der Baſis zu dem der Säure wie 1 : 3 verhält, aus 1 Miſchungsgewicht Schwefel und 3 Miſchungsgewichten Sauerſtoff oder 16 Th. Schwefel und 24 Th. Sauerſtoff und wird ihre Zuſammenſetzung durch SO_3 (= 40,0) ausgedrückt.

Natürlich findet ſich die Schwefelſäure und zwar auch erſt aus ſchwefeliger Säure gebildet, in einigen vulkaniſchen Quellen frei; in großer Menge findet man ſie an baſiſche Oxyde, namentlich an die alkaliſchen und reinen Erden, ſo wie auch an einige Oxyde der ſchweren Metalle gebunden im Mineralreich und benutzt man ſo wohl ihre Eiſenoxydulverbindung, als auch verbrennenden Schwefel unter Mitwirkung von Waſſer, Stickſtoffoxydgas und atmoſphäriſcher Luft zu ihrer Bereitung.[24])

Die Schwefelſäure des Handels iſt ein Hydrat von ölartiger Conſiſtenz daher ihre frühere Bezeichnung (und zugleich ihre Abſtammung andeutend) Vitriolöl iſt, mehr oder weniger gefärbt und von rauchender oder nicht rauchender Beſchaffenheit. Dieſe Eigenſchaft iſt abhängig von einer Quantität waſſerfreier Schwefelſäure, welche ziemlich flüchtig iſt und aus der umgebenden Luft Feuchtigkeit anzieht; wird die rauchende Schwefelſäure erhitzt, ſo geht die waſſerfreie Säure im Anfang als Nebel nach einer kühl zu haltenden Vorlage über und verdichtet ſich hier zu farbloſen, asbeſtartigen Kryſtallen. Bei weiterer Deſtillation geht, wie bei der Erhitzung der nicht rauchenden Säure, die Schwefelſäure als ein farbloſes Hydrat, welches gegen 18% Waſſer enthält (SO_3, Aq.) und bei 326° ſiedet, über. Aus der rauchenden Schwefelſäure ſcheidet ſich beim Abkühlen ein anderes Hydrat mit geringerem Waſſer-

gehalt ($2SO_3$, Aq.) und aus einer mehr als 18% Waſſer enthaltenden Schwefelſäure ein drittes Hydrat ſchon bei + 4° in ſehr regelmäßigen durchſichtigen Kryſtallen (SO_3, 2Aq.) ab. Die reinſte concentrirte Schwefelſäure (SO_3, Aq.) iſt von 1,845 ſpecif. Gewicht und erſtarrt erſt bei — 34° in ſechsſeitigen Säulen. Sie zieht aus der Luft nach und nach die 5 — 6fache Menge Waſſer an, entwickelt beim raſchen Vermiſchen mit Waſſer viel Wärme, ſchmeckt in ſehr verdünntem Zuſtande rein ſauer, wirkt im concentrirten Zuſtand ätzend, zerſtört, mit Ausnahme des Indigos und des Krapproth, alle organiſchen Körper und verkohlt ſie dabei durch Waſſerentziehung.

Die Schwefelſäure bildet mit den Baſen mehrere Reihen von ſchwefelſauren Salzen, von denen bei den neutralen der Sauerſtoff der Baſis ſich zu dem der Säure wie 1 : 3 verhält. Die in Waſſer löslichen Salze zeichnen ſich dadurch aus, daß ſie bei der Vermiſchung mit einem Barytſalz einen weißen, in Salpeterſäure unlöslichen Niederſchlag geben; die unlöslichen Salze werden durch ihr Verhalten gegen Kohle erkannt, indem ſie mit dieſer beim Erhitzen Schwefel entlaſſen oder einen Körper geben, welcher beim Uebergießen mit Salzſäure eine nach faulen Eiern riechende Gasart entwickelt.

Die Schwefelſäure hat eine ſehr vielſeitige Anwendung; ſie dient zur Abſcheidung und Gewinnung der Salpeterſäure, des Chlors, der Salzſäure, der Phosphorſäure, Borſäure, Eſſigſäure und mehrerer anderer Pflanzenſäuren, zur Fabrikation des Glauberſalzes, Bitterſalzes, Alauns, des Kupfer-, Zink- und Eiſenvitriols, den Zinngießern, Knopffabrikanten, Schmelzarbeitern und Vergoldern zur Reinigung der Metalle von der ihnen aufſitzenden Metallkruſte, überhaupt zum Beitzen verſchiedener Metalle, in den Bleichereien als Sauerbad für Leinwand und Kattune, in den Färbereien und Druckereien zum Löſen des Indigos und rothen Krappfarbſtoffes und zum Drucken gewiſſer Zeuge, den Kürſchnern, Gerbern und Hutmachern zur Bereitung des Filzes, den Oelfabrikanten zur Raffination des Oeles, den Lichterfabrikanten zum Härten des Talges, ferner bei der Fabrikation des Stärkeſyrups und Stärkezuckers, zur Bereitung von Feuerzeugen und Stiefelwichſe, überhaupt bei faſt allen Künſten und Gewerben. Der Chemiker benutzt ſie zur Auffaugung des Waſſers aus anderen Körpern, um dieſe auszutrocknen, zur Beſtimmung der Menge der atmoſphäriſchen Feuchtigkeit, zur Bereitung des einfachen und mehrerer zu-

ſammengeſetzten Aetherarten, als Erkennungsmittel für Baryt u. ſ. w.; der Arzt verwendet ſie theils äußerlich, theils innerlich als Heilmittel, zum Blutſtillen u. ſ. w. Betrügeriſcher Weiſe wird ſie auch zur Schärfung des Eſſigs und Branntweins benutzt, worin ſie leicht durch das Verhalten gegen Barytſalze, indem ſie bei der geringſten Quantität einen in Salpeterſäure unlöslichen Niederſchlag veranlaßt, noch einfacher aber dadurch erkannt wird, daß man mit dem verdächtigen Eſſig oder Branntwein eine geringe Quantität Zucker eindampfen läßt, der nach der Entfernung der weingeiſtigen und wäßrigſauren Theile verkohlt wird, ſobald Schwefelſäure vorhanden iſt.

Sehr verdünnte Schwefelſäure (1 Pfd. mit 400 Pfd. Waſſer) wird für die Bodenarten, beſonders für die kalkreichen, als ein kräftiges Erregungsmittel der Vegetation benutzt, was dadurch bedingt iſt, daß ſie theils den Kalk zerſetzt und ihn zur Aufſaugung in die Pflanzen tauglicher macht, theils aber auch die ammoniakaliſchen Dämpfe fixirt und dieſe gegen die Verdunſtung in die atmoſphäriſche Luft ſchützt. Auch dient ſie zur Fixirung des Ammoniaks in der Miſtjauche.

Als beſtes Gegenmittel gegen die durch die Berührung oder den Genuß von concentrirter Schwefelſäure zu befürchtenden Folgen iſt ſchnell mit Waſſer angerührte (nicht ausgelaugte) Holzaſche, bei innerlichem Gebrauch mit Waſſer angerührte Magneſia anzuwenden.

Der Schwefel läßt ſich, aber nur mittelbar, in zwei Verhältniſſen mit Waſſerſtoff verbinden; die eine Verbindung iſt, obgleich ſie nur nahe 1 ¼ Proc. Waſſerſtoff (=S_3H) enthält, ölartig und hat nur wiſſenſchaftliches Intereſſe; von Wichtigkeit iſt aber die zweite Verbindung, welche eine Waſſerſtoffſäure iſt, nämlich die

Schwefelwaſſerſtoffſäure.

Dieſe wird auch, aus dem Griechiſchen abgeleitet, Hydrothionſäure genannt und entſteht immer, wenn Schwefel und Waſſerſtoff im Moment ihres Freiwerdens aufeinander wirken, wobei ſich 16 Th. des erſteren mit 1 Th. des letzteren verbinden, die Schwefelwaſſerſtoffſäure alſo aus gleichen Miſchungs-

gewichten Schwefel und Wasserstoff besteht und durch SH (= 17,0) bezeichnet wird. Sie erzeugt sich bei der Fäulniß und trocknen Destillation schwefelhaltiger organischer Stoffe, findet sich an Wasser und Schwefelbasen gebunden in den Schwefelquellen und wird durch Behandlung von Schwefeleisen oder Schwefelantimon mit Schwefelsäure oder Salzsäure erhalten.[25])

Die Schwefelwasserstoffsäure ist gasförmig und von 1,117 specif. Gewicht, läßt sich durch Abkühlung und starken Druck zu einer farblosen Flüssigkeit verdichten, reagirt schwach sauer, riecht höchst unangenehm nach faulen Eiern, hat einen säuerlichen, ekelhaft süßlichen und säuerlichen Geschmack, wirkt beim Einathmen schnell tödtlich (Gegengift ist Chlor), verbrennt an der Luft erhitzt mit bläulicher Flamme zu Wasser und schwefeliger Säure, löst sich in der 2—3fachen Raummenge Wasser, wird in Berührung mit Wasser an der Luft, für sich auch durch Chlor zersetzt, verwandelt viele aufgelöste Metalloxyde in unlösliche Schwefelmetalle und verbindet sich mit Schwefelbasen zu Schwefelsalzen.

Die Schwefelwasserstoffsäure wird vorzüglich in der analytischen Chemie zur Erkennung und Abscheidung verschiedener Metalle[26]) und in der gerichtlichen Chemie zur Bestimmung mehrerer metallischen Gifte benutzt und ist auch zur Gelbfärbung von mit Cadmiumsalzen oder arseniger Säure gebeizten Zeugen und zur Vertilgung von Ratten vorgeschlagen worden. Früherhin benutzte man eine durch Schütteln von Schwefelcalcium mit Weinsteinsäure und Wasser erhaltene schwefelwasserstoffhaltige Flüssigkeit als sogenannte Hahnemann'sche Weinprobe zur Erkennung eines Bleigehaltes in Wein, welcher durch Bleioxyd von freier Säure befreit worden ist, was jetzt nur selten geschieht, aber unabsichtlich durch Reinigen der Weinflaschen mit Bleischrot herbeigeführt werden kann. Diese Weinprobe oder das mit Schwefelwasserstoffgas gesättigte Wasser kann zum Waschen der Haare nach dem Gebrauch der Bleipomade benutzt und so jene rasch schwarz gefärbt werden.

Der Schwefel verbindet sich mit dem Stickstoff auf dem Wege der doppelten Wahlverwandtschaft — aus Chlorschwefel und in Weingeist gelöstem Ammoniak — zu einer gelben oder grünen, aus Aether krystallisirbaren Substanz (S_3N), welche durch Stoß oder rasche Erhitzung explodirend zersetzt wird.

Mit dem Kohlenstoff verbindet sich der Schwefel in hoher Temperatur und bei Abschluß der Luft zu

Schwefelkohlenstoff,

wobei sich 6 Th. Kohle mit 32 Th. Schwefel verbinden, dieser also aus 2 Mischungsgewichten Schwefel und 1 Mischungsgewicht Kohlenstoff besteht und mit CS_2 (= 38,0) bezeichnet wird; er bildet sich auch bei der Erhitzung schwefelreicher Schwefelmetalle mit Kohle.[27])

Der Schwefelkohlenstoff, welcher wegen seiner ungemeinen Flüchtigkeit auch Schwefelalkohol genannt wird, ist tropfbarflüssig, farblos, von 1,272 specif. Gewicht und starkem Lichtbrechungsvermögen, verursacht beim Verdunsten eine bedeutende Temperaturerniedrigung, ist ungemein brennbar, entwickelt beim Verbrennen eine bedeutende Hitze, löst sich nicht in Wasser, aber in Weingeist, Aether und Oelen, ist ein Lösungsmittel für Schwefel, Phosphor und verschiedene Harze, entläßt in der Hitze seinen Schwefel an Metalle und verbindet sich mit Schwefelbasen zu Schwefelsalzen, welche durch Säuren zersetzt die Kohlenschwefelwasserstoffsäure (CS_3H) als eine braune, ölige, leicht zersetzbare Flüssigkeit geben.

Man benutzt den Schwefelkohlenstoff theils zur Erregung sehr niedriger Temperaturgrade (bis zum Gefrieren des Queckfilbers), theils zur Bereitung verschiedener Firnisse, wie zur Lösung des Bernsteins, Mastix's, Caoutschouc's u. s. w., theils als Heizmaterial für kleine chemische Schmelz- und Glühprocesse, theils medicinisch.

Mit dem Cyan verbindet sich der Schwefel zu einem zusammengesetzten Radical, Schwefelcyan oder Rhodan benannt.

Der Schwefel bildet mit dem Chlor fünf verschiedene Verbindungen, von denen sich drei unmittelbar durch Einwirkung beider Elemente, zwei aber nur in Verbindung mit andern Körpern darstellen lassen. Diese Verbindungen sind von flüssiger Beschaffenheit und widrigem Geruch und Geschmack; sie haben nur wissenschaftliches Interesse; ein Gleiches gilt von den Verbindungen des Schwefels mit Brom und Jod.

---

10. Selen.

Selenium. Se = 39,631 oder 494,582.

Dieſer den Schwefel, wenn auch nur in ſehr geringer Menge, häufig begleitende und in dem chemiſchen Verhalten ihm ganz analoge Körper iſt feſt, bräunlichſchwarz, ſtark glänzend, von 4,3 ſpecif. Gewicht, ſchmelzbar und mit blauer Flamme brennbar, wobei ſich Selenoxyd oder ſelenige Säure (SeO und SeO_2) bildet und ein Geruch nach faulem Rettig verbreitet; er bildet beim Glühen mit Salpeter Selenſäure (SeO_3) und wird aus ſeinen Verbindungen mit Metallen durch waſſerhaltige Säuren als Selenwaſſerſtoff (SeH) gasförmig abgeſchieden.

Das Selen hat nur inſofern Intereſſe, daß es ſich mitunter in dem Schwefel des Handels vorfindet und bei deſſen Verarbeitung mit in die Präparate übergeht, wie z. B. in die Schwefelſäure, welche in dieſem Fall beim Verdünnen mit Waſſer das Selen in rothen Flocken fallen läßt. Auch wird es aus ſeinen Löſungen durch ſchweſelige Säure und aus ſeinen Verbindungen mit Metallen durch Glühen mit Salmiak abgeſchieden und an der rothen Farbe, ſo wie durch den beim Verbrennen ſich verbreitenden Geruch leicht erkennt.

---

11. Tellur.

Tellurium. Te = 64,25 oder 801,76.

Dieſer der Reihe der Metalle angehörende Körper iſt wie das Selen ein Analogon des Schwefels. Es findet ſich nur an wenigen Orten und in geringer Menge, aber ſtets mit Schwefel oder mit andern Metallen verbunden und hat nur ein wiſſenſchaftliches Intereſſe; es bildet mit dem Sauerſtoff zwei der ſchweſeligen Säure und der Schwefelſäure analoge Säuren, und mit Waſſerſtoff eine dem Schwefelwaſſerſtoff entſprechende Verbindung.

---

12. Bor.

Borium. B = 10,914 oder 136,204.

Das Bor iſt die brennbare Grundlage der Borſäure, der einzigen, natürlich im freien oder gebundenen Zuſtand vorkommenden Verbindung, und wird aus dieſer mittels Kalium iſolirt.

Das Bor ſtellt eine zerreibliche, dunkelgrünlichbraune, das Glas nicht ritzende, ſchwere, geruch- und geſchmackloſe, unſchmelzbare und feuerbeſtändige Maſſe dar, welche ſich im ungeglühten Zuſtand in Waſſer löſt und bis auf 300° an der Luft erhitzt unter Funkenſprühen und mit röthlicher Lichtentwickelung zu

Borſäure

verbrennt, wobei 10,9 Th. Bor 24 Th. Sauerſtoff aufnehmen und die Borſäure demnach, und weil in den neutral angenommenen Salzen der Sauerſtoff der Baſis ſich zu dem der Säure wie 1 : 3 verhält, aus 1 Miſchungsgew. Bor und 3 Miſchungsgew. Sauerſtoff beſteht und mit BO_3 (= 34,915) bezeichnet wird. Sie findet ſich theils frei, die Hauptmaſſe des in Toscana vorkommenden Saſſolins ausmachend, theils verbunden mit Natron im Tinkal und Borax (woher auch der Name Bor für das Radikal und Boraxſäure) in mehreren Seen Aſiens und mit Magneſia im Boracit, ſowie auch noch mit einigen andern Erden verbunden im Mineralreich. Sie wird theils aus dem Saſſolin, theils aus dem Borax gewonnen.[28])

Die Borſäure kryſtalliſirt mit 44 % Waſſer (BO_3, 3Aq.) in weißen, perlmutterglänzenden, durchſcheinenden, etwas zähen, fettig anzufühlenden Blättchen, welche bei 100° die Hälfte und erſt in der Glühhitze die zweite Hälfte Waſſer verlieren und ſich dabei in eine farbloſe und durchſichtige, feuerbeſtändige, nach dem Erkalten ſpröde und glasartige Maſſe verwandeln; ſie iſt mit Waſſerdämpfen etwas flüchtig, hat einen mehr bitterlichkühlenden, als ſäuerlichen Geſchmack und löſt ſich in Waſſer und Weingeiſt; die weingeiſtige Löſung bräunt Curcumäpapier und verbrennt beim Anzünden mit zeiſiggrüner Farbe.

Auf trockenem Wege hat die Borſäure die ſtärkſte Affinität zu den baſiſchen Oxyden und ſcheidet aus deren Salzen alle Säuren. Die borſauren

Salze enthalten auf 1 Miſchungsgewicht Baſis $^2/_3$, $1\,^1/_3$, $1\,^1/_2$, 2, 3, 4 und 6 Miſchungsgewicht Säure; ſie ſind nur zum Theil in Waſſer, ſämmtlich in Salpeterſäure löslich und ſchmelzen faſt ſämmtlich in der Hitze zu durchſichtigen, glasartigen Maſſen, welche je nach dem Metalloxyd eine eigenthümliche Farbe haben und deßhalb für die analytiſche Chemie bei den Löthrohrverſuchen von großer Wichtigkeit ſind.[29]) Auf naſſem Wege werden die borſauren Salze durch die meiſten Säuren zerſetzt und ſie laſſen ſich dadurch erkennen, daß ſie mit Schwefelſäure und Weingeiſt erhitzt und entzündet der Flamme des letztern eine zeiſiggrüne Färbung ertheilen.

Die Borſäure wird bei Löthröhrverſuchen und techniſch zur Bereitung des künſtlichen Borazes, zur Darſtellung von Glasflüſſen und Flintglas, zur Färbung des Goldes, welches durch Schmelzen damit blaßgelb wird, benutzt und man hat auch in der Kattundruckerei von ihr Anwendung gemacht; früher diente ſie auch als Heilmittel.

Die übrigen Verbindungen des Bors haben nur wiſſenſchaftliches Intereſſe, wie z. B. der Borſtickſtoff, der als ein zuſammengeſetztes Radical zu betrachten iſt, das Borfluorid welches ſich mit baſiſchen Fluormetallen verbindet, und der Borſchwefel, welcher ſich mit heftiger Reaction in Waſſer zu Schwefelwaſſerſtoff und Borſäure zerſetzt und nach der Annahme eines franzöſiſchen Naturforſchers als die Quelle der borſäurehaltigen Lagunen Toskana's betrachtet wird.

13. Kieſel.

Silicium. S = 22,221 oder 277,312.

Der Kieſel iſt die brennbare Grundlage der Kieſelerde, der einzigen bekannten, in der Natur vorkommenden Verbindung, und wird aus ſeiner Verbindung mit Fluor durch Kalium in der Hitze iſolirt.

Der Kieſel ſtellt ein braunes, ſtark ſchmutzendes, ſchweres, feuerbeſtändiges, geruch- und geſchmackloſes Pulver dar, welches ſich nur in mit Salpeter-

ſäure vermengter Fluorwaſſerſtoffſäure löſt und, wenn es nicht zuvor im luftleeren Raum erhitzt worden war, bei der Glühhitze verglimmt und in

Kieſelſäure

verwandelt wird, wobei 22,2 Th. Kieſel 24 Th. Sauerſtoff aufnehmen und die Kieſelſäure demnach, und da in den neutral angenommenen Salzen der Sauerſtoff der Baſis zu dem der Säure ſich wie 1 : 3 verhält, aus 1 Miſchungsgewicht Kieſel und 3 Miſchungsgewichten Sauerſtoff beſteht und durch SiO_3 (= 46,221) ausgedrückt wird.

Die Kieſelſäure, welche früher zu den Erden gerechnet und deßhalb auch Kieſelerde benannt wurde, findet ſich zum Theil ganz rein und dann meiſt in ſchön kryſtalliſirten Formen, wie im Bergkryſtall, Amethyſt und Quarz, weniger rein im Quarzſand und Sandſtein, mit Waſſer im Opal, mit wenig fremden Oxyden im Achat, mit etwas Thonerde, Eiſenoxyd und Waſſer im Feuerſtein, mit mehr Thonerde, Eiſenoxyd, Kali, Natron und Magneſia im Bimsſtein, ferner als Tripel und Polirſchiefer, ſo wie in vielen Quellwäſſern, wie namentlich reichlich in den heißen Quellen Islands, und bildet mit den verſchiedenen baſiſchen Oxyden der unedlen Metalle verbunden eine große Klaſſe von Mineralkörpern, welche Silicate genannt werden. Auch der Pflanzenwelt iſt ſie nicht fremd, indem wohl alle Pflanzen etwas und manche ſehr viel davon enthalten und namentlich die Gräſer in ihren Blättern (wodurch das Schneidende derſelben veranlaßt wird) und Halmen reich daran ſind. Auch im thieriſchen Körper, wie z. B. in den Zähnen, im Harn und in manchen Blaſenſteinen findet ſich etwas Kieſelſäure.

Die Kieſelſäure iſt im feuchten Zuſtand, wie ſie durch Zerſetzung eines in Waſſer gelöſten kieſelſauren Alkali oder durch Einleiten von Fluorkieſelgas in Waſſer erhalten wird, grieſig-gallertartig und etwas in Waſſer und verdünnten Mineralſäuren löslich; nach dem Auswaſchen, Trocknen und Glühen ſtellt ſie ein weißes, lockeres, zwiſchen den Zähnen knirſchendes, geruch- und geſchmackloſes Pulver dar und iſt in Waſſer und, mit Ausnahme der Fluorwaſſerſtoffſäure, in allen Säuren unlöslich.

Die ungeglühte Kieſelſäure verbindet ſich ſchon auf naſſem Wege mit den ätzenden Alkalien, die geglühte aber nur in der Schmelzhitze mit den Oxyden

der unedlen Metalle, ſelbſt wenn dieſe mit ſehr mächtigen Säuren verbunden ſind. Die kieſelſauren Salze ſind in ſehr verſchiedenen Verhältniſſen zuſammengeſetzt, ſämmtlich feuerbeſtändig und bei vorherrſchender Säure mehr oder weniger leicht ſchmelzbar, durchſichtig und nicht in Waſſer löslich; die alkalireichen Salze löſen ſich in Waſſer und werden durch die meiſten Säuren, ſelbſt durch die Kohlenſäure der Luft zerſetzt, während die übrigen und die natürlich vorkommenden meiſt erſt nach der Schmelzung mit einem Alkali in Säuren löslich werden. Sie laſſen ſich leicht dadurch erkennen, daß ihre Löſungen in Säuren beim Erhitzen oder Verdampfen gelatinös werden, indem ſich dann die Kieſelſäure hydratiſch abſcheidet.

Die Kieſelſäure hat eine höchſt verbreitete Anwendung; der Bergkryſtall und Amethyſt werden zur Darſtellung von Schmuckſachen, der erſtere auch zu Brillengläſern und kleinere Stücke zur Verfertigung von Glasflüſſen, der Quarz zur Darſtellung von Reibſchalen, Farben- und Glättſteinen, zur Fabrikation der beſſern und feinern Glasſorten, des Porzellans, Steingutes, der feineren irdenen Waaren, der Smalte, zur Verarbeitung für Mühlſteine, als Baumaterial, Chauſſeepflaſterſtein u. ſ. w., der Feuerſtein zur Verfertigung von Flintenſteinen, Reibſchalen und Glättſteinen, bei der Fabrikation des engliſchen Steingutes und Flintglaſes, ſowie zum Schleifen von Glas und Metall, der Bimsſtein zum Schleifen des Holzes, Elfenbeins, Filzes, Pergamentes, Leders, der Metallflächen, des Marmors und Alabaſters, auch zum Glaſüren von Töpferzeug, zur Fabrikation von Steinpappe und als Zuſatz für Kalkmörtel, der Sand zur Fabrikation der gewöhnlichen Glasſorten, der Smalte und des Mörtels, zum Schleifen, Putzen und Scheuern, als Formſand für Gußwaaren u. ſ. w., der Sandſtein für ähnliche Zwecke und zum Reinigen des Waſſers, der Tripel und Polirſchiefer zum Putzen der Metalle, Steine, Gläſer u. ſ. w. benutzt. Die Kieſelſäure bildet überhaupt faſt durchgehends den ſauren Beſtandtheil der Glasarten, welche kieſelſaure Alkalien mit kieſelſauren Erdalkalien oder kieſelſauren ſchweren Metalloxyden verbunden ſind.

Die Kieſelſäure iſt auch für die Agronomie von Wichtigkeit, indem ſie zur Ausbildung vieler Pflanzen nothwendig iſt; der Gehalt an Kieſelſäure in den Pflanzen iſt aber nicht durch den Quarzſand oder Quarzgrus, welcher den Hauptbeſtandtheil der Ackererde ausmacht und hierin eine dem Stickſtoffgas

in der atmoſphäriſchen Luft ähnliche Rolle zu ſpielen ſcheint, indem er die Wirkungen der unmittelbar thätigen Gemengtheile des Bodens mildert, ihnen die ſchädlichen Einflüſſe, welche bei ihrem alleinigen Vorhandenſein auf die Vegetation wirken würden, benimmt und eine vielfache Berührung mit der atmoſphäriſchen Luft verurſacht, ſondern dadurch bedingt, daß im Boden kieſelſaure Verbindungen enthalten ſind, welche durch den Einfluß der atmoſphäriſchen Kohlenſäure und Feuchtigkeit und durch den Wechſel der Temperatur eine Zerſetzung erleiden; die frei gewordene Kieſelſäure wird theils durch das kohlenſäurehaltige Waſſer, theils durch die ſauren Secretionsproducte, welche aus den Pflanzen durch die Wurzeln dem Boden zugeführt werden, aufgelöſt und zur Aſſimilition für die Pflanzen vorbereitet. Namentlich ſind es die Feldſpatharten und feldſpathhaltigen Geſteine, wie der Granulit, Granit, Gneis, Porphyr, Klingſtein, Trachit, Pechſtein, Perlſtein, Obſidian und Bimsſtein, ſowie der Glimmer und glimmerhaltige Geſteine, welche wegen ihres Alkaligehaltes der Verwitterung durch atmoſphäriſche Einflüſſe ausgeſetzt ſind und die Bildung der Ackererde veranlaſſen und veranlaßt haben, aber auch hierbei die Kieſelſäure in einen löslichen Zuſtand überführen.

Der Kieſel iſt auch mit Waſſerſtoff, Kohlenſtoff, mit den Salz- und Kieszeugern verbindbar, jedoch iſt nur ſeine Verbindung mit Fluor von einigem Intereſſe, da ſie ſich beim Aetzen des Glaſes durch Fluorwaſſerſtoffſäure bildet und in reinem Zuſtand als farbloſes Gas, erhalten durch Einwirkung concentrirter Schwefelſäure auf ein Gemenge von Flußſpath und Quarz, zur Gewinnung des Kieſels dient. Die Entſtehung des Kieſelfluorides bei der Bereitung der Flußſpathſäure in gläſernen oder porzellanenen Gefäßen durch deren Kieſelſäuregehalt iſt die Urſache des Zerfreſſens dieſer Gefäße. Das Kieſelfluorid verbindet ſich mit Fluorwaſſerſtoffſäure zu Kieſelfluorwaſſerſtoffſäure, die in Waſſer und Weingeiſt löslich iſt und als Erkennungs- und Fällungsmittel für Kali dient.

---

14. Phosphor.

Phosphorus. P = 31,436 oder 392,286.

Der Phosphor bildet mit dem Arsen und Antimon, die jedoch in ihrem Aeußeren eine große Verschiedenheit haben, eine Gruppe, deren einzelne Glieder sich zwar wie die der Salz- und Kieszeuger mit Sauerstoff und Wasserstoff verbinden und mit ersteren saure Oxyde bilden, aber sich von jenen dadurch unterscheiden, daß ihre Wasserstoffverbindungen nicht saurer und, obgleich sie in ihrer Zusammensetzung der Verbindung des Stickstoffs mit Wasserstoff zu Ammoniak entsprechen, nicht basischer Natur, sondern neutral sind.

Der Phosphor macht die brennbare Grundlage einer Säure aus, welche mit Kalk verbunden die Substanz der thierischen Knochen bildet; er findet sich ferner nicht oxydirt in einigen organischen Substanzen, wie im Eiweiß und Hirnfett und oxydirt und mit basischen Körpern verbunden in verschiedenen Theilen des thierischen Organismus und in der Pflanzenwelt, wo er mit Magnesia verbunden vorzugsweise in den Gramineen und hauptsächlich in den Früchten der Cerealien vorkommt. Auch findet sich der Phosphor im oxydirten Zustand in einigen Mineralien, wie mit Kalk im Apatit und mit Eisen im Sumpferz, auch in einigen Mineralwässern. Er wird mittels Desoxydation der Knochensäure durch Kohle bei hoher Temperatur gewonnen.[30])

Der Phosphor ist gelb und wachsähnlich durchscheinend, wird unter Wasser weiß, am Lichte roth, bei schneller Abkühlung mitunter schwarz, ohne in einem dieser Fälle etwas aufzunehmen, ist von 1,77 specif. Gewicht und in Rhombendodecaedern krystallisirbar, bei mittlerer Temperatur zähe und schneidbar, bei 0° spröde und schon bei gewöhnlicher Temperatur etwas flüchtig, schmilzt bei 45° und verwandelt sich bei 250° in Dampf, leuchtet im Dunkeln im lufterfüllten und luftleeren Raum, im Wasserstoffgas und Stickstoffgas, aber in reinem Sauerstoffgas erst bei 24°, hat einen knoblauchartigen Geruch und scharfen Geschmack, wirkt giftig und löst sich nicht in Wasser, aber in Weingeist, Aether, Oelen, Schwefelkohlenstoff, Chlorphosphor und Schwefelphosphor.

Der Phosphor verbindet sich und zwar zum Theil unmittelbar mit den meisten nicht metallischen und metallischen Stoffen mitunter unter heftiger Reaction und Feuerentwickelung. Die Verbindungen mit den Metallen haben

meiſt noch etwas Metalliſches an ſich, ſind feſt und ſpröde, wie überhaupt ſchon ein geringer Phosphorgehalt viele Metalle, namentlich Eiſen verſchlechtert.

Der Phosphor wird zur Bereitung reiner Phosphorſäure und zur Anfertigung der ſogenannten Phosphorfeuerzeuge, der Streichzündhölzer und Streichzündſchwämme, ferner bei eudiometriſchen Unterſuchungen, als Reagens auf Kupfer, Silber und Gold, zur Tödtung der Ratten, in ſeinen Löſungen in Oelen zu mancherlei Spielereien, aber auch, jedoch mit großer Vorſicht, mediciniſch benutzt.

Der Phosphor verbindet ſich mit dem Sauerſtoff in vier verſchiedenen Verhältniſſen; wird er unter Waſſer erhitzt und auf dem darin ſchmelzenden Phosphor atmoſphäriſche Luft oder Sauerſtoffgas geleitet, ſo nimmt er auf 72,87 Th. unter Lichtentwickelung 8 Th. Sauerſtoffgas auf und verwandelt ſich in Phosphoroxyd (P_2O), welches zinnoberroth und für ſich ſchwer entzündlich iſt, augenblicklich aber die Entzündung des trocknen Phosphors, wenn er damit gedrückt wird, verurſacht. Wird der Phosphor mit einer Löſung von Kali oder einem anderen Alkali erhitzt, ſo bildet ſich unter Waſſerzerſetzung Phosphorwaſſerſtoff und unterphosphorige Säure (PO), welche mit dem Alkali verbunden iſt. Wird der Phosphor bei gewöhnlicher Temperatur der Einwirkung der atmoſphäriſchen Luft ausgeſetzt, ſo oxydirt er ſich nach und nach und unter Waſſeranziehung zu phosphoriger Säure (PO_3). Erhitzt man hingegen den Phosphor, ſo entzündet er ſich leicht und verbrennt in der atmoſphäriſchen Luft mit blendend weißgelber Flamme, in Sauerſtoffgas mit unerträglichem Lichtglanz und mit dichtem, weißem Rauch zu

Phosphorſäure.

Dieſe entſteht durch die Aufnahme von 40 Gewichtstheilen Sauerſtoff in 31,4.. Gewichtstheile Phosphor und beſteht demnach und da in den neutral angenommenen Salzen der Sauerſtoff der Baſis ſich zu dem der Säure wie 2 : 5 verhält, aus 1 Miſchungsgewicht Phosphor und 5 Miſchungsgewichten Sauerſtoff und wird durch PO_5 (= 71,436) bezeichnet.

Diese Säure macht den sauren Bestandtheil der Knochensubstanz (daher auch Knochensäure benannt) aus und findet sich in anderen Theilen des thierischen Körpers und in verschiedenen Pflanzen, mitunter sogar frei, und im Mineralreich besonders an Kalk und Eisen gebunden. Sie wird theils durch Oxydation des Phosphors, theils aus den Knochen gewonnen.[31])

Die wasserfreie Phosphorsäure, wie sie nur durch Verbrennung des trocknen Phosphors in trockner Luft erhalten wird, ist eine schneeähnliche, rein weiße, lockere, geruchlose Masse, welche unter starker Erhitzung Wasser anzieht, in der Rothglühhitze zu einer glasigen Masse schmilzt und bei der Weißglühhitze flüchtig ist. Die Phosphorsäure verbindet sich mit dem Wasser in drei verschiedenen Verhältnissen; die drei Hydrate zeigen aber gegen einige Körper ein verschiedenes Verhalten, weßhalb man die in ihnen enthaltene Phosphorsäure mit α, β und γ Phosphorsäure bezeichnet; so wirkt die Lösung der

	α Phosphorsäure:	β Phosphorsäure:	γ Phosphorsäure:
auf Chlorbaryum:	weiß fällend;	nicht fällend;	nicht fällend;
" Chlorcalcium:	weiß fällend;	nicht fällend;	nicht fällend;
" Eiweiß:	coagulirend;	nicht verändernd;	nicht verändernd;
" salpeters. Silberoxyd:	weiß u. voluminös fällend;	weiß und erdig fällend;	nicht verändernd; aber bei Zusatz von Ammoniak gelb fällend.

Aber die Lösungen der α und β Phosphorsäure verlieren durch längeres Aufbewahren, schneller durch Kochen, ihre abweichenden Eigenschaften und gehen in die Lösung der γ Phosphorsäure über.

Mit den basischen Oxyden verbindet sich die Phosphorsäure ebenfalls in drei Verhältnissen zu phosphorsauren Salzen, welche in ihrer Zusammensetzung den drei Hydraten entsprechen, nämlich α phosphorsaure Salze, welche auf 5 Mischungsgewichte Sauerstoff der Säure 1 Mischungsgewicht Sauerstoff der Basis enthalten, β phosphorsaure Salze, welche auf 5 Mischungsgewichte Sauerstoff der Säure 2 Mischungsgewichte Sauerstoff der Basis oder 1 Mischungsgewicht Sauerstoff der Basis und 1 Mischungsgewicht Sauerstoff des Wassers enthalten und γ phosphorsaure Salze, welche auf 5 Mischungsgewichte Sauerstoff der Säure 3 Mischungsgewichte Sauerstoff der Basis oder

2 Mischungsgewicht Sauerstoff der Basis und 1 Mischungsgewicht Sauerstoff des Wassers enthalten. Die α und β phosphorsauren Salze geben mit salpetersaurem Silberoxyd einen weißen (letztere zugleich erdigen), die γ phosphorsauren Salze aber einen gelben Niederschlag. Die phosphorsauren Salze sind zum Theil in Wasser löslich und krystallisirbar, zum Theil unlöslich, sämmtlich aber in Salpetersäure löslich; alle geben beim Erhitzen mit Kohle und Borsäure oder Kieselsäure beim Weißglühen Phosphor und die in Wasser gelösten mit Barytsalzen einen weißen, in Salpetersäure löslichen und mit einem Gemische von schwefelsaurer Magnesia, Salmiak und Ammoniak einen weißen krystallinischen Niederschlag, welcher oft erst nach längerer Zeit oder bei starkem Umrühren entsteht.

Die Phosphorsäure findet mehr in der analytischen Chemie, als Reagens in Verbindung mit Ammoniak auf in Wasser gelöste Magnesia und als Flußmittel, in der Medicin und Diätetik, als säuerndes Mittel für süße Pflanzensäfte, weniger in der Technik, zum Wegätzen der auf Steinen befindlichen Zeichnungen, Anwendung. Von großem Einfluß ist sie aber, wenn auch nicht im freien Zustande, auf den Haushalt der Pflanzen und Thiere, indem sie in Verbindung mit Basen einen wesentlichen Bestandtheil einzelner Theile derselben ausmacht. Die Ueberführung des phosphorsauren Kalkes in den thierischen Organismus geschieht durch den Genuß von Pflanzenspeisen, namentlich aber durch den der Cerealienfrüchte in Form von Weizen- Roggen- und Gerstenbrod oder anderen Mehlspeisen, welche große Quantitäten phosphorsaurer Salze enthalten und deßhalb auf Boden gebaut werden müssen, worin diese vorhanden sind. Der Boden erhält diese Salze und namentlich phosphorsauren Kalk ursprünglich durch verschiedene Gesteine, welche ihn enthalten, wie Spargelstein, Phosphorit und Apatit, Mineralien, welche zwar nicht in großen Massen, doch ziemlich verbreitet vorkommen und einen selten fehlenden untergeordneten Gemengtheil des Granits, Gneises, Glimmerschiefers u. s. w., durch deren Verwitterung ein großer Theil des tragbaren Ackerbodens erzeugt worden ist, bilden. Der phosphorsaure Kalk in denselben wird theils durch die Kohlensäure und Feuchtigkeit, theils durch die aus den Wurzeln entweichenden sauren Secretionen gelöst und zur Assimilation fähig gemacht. Da wo phosphorsaure Salze im Boden fehlen, müssen dieselben ihm durch animalische und

vegetabilische Düngungsmittel zugeführt werden, wie z. B. durch thierische Excremente und Stroh, oder auch und mit großem Vortheil durch zerkleinerte thierische Knochen, welche wegen ihrer stickstoffhaltigen organischen Bestandtheile zugleich reiche Quellen von Ammoniak sind und durch dieses noch insbesonders günstig auf die Vegetation wirken; man soll sie auch mit der Hälfte Schwefelsäure und 3- bis 4fachen Menge Wasser angerührt und nach längerer Digestion mit der 100fachen Menge Wasser vermischt auf den Acker vor dem Pflügen aufgesprengt mit großem Vortheil für das Gedeihen der Getreidearten und des Gemüses benutzen können, und 40 Pfund auf diese Weise vorbereitete Knochen sollen hinreichend sein, einen Morgen Landes für drei Ernten, Weizen, Klee und Hülsenfrüchte, mit der hinreichenden Menge von phosphorsauren Salzen zu versehen. Es ist natürlich, daß man auch die phosphorsäurehaltigen Mineralien, wo solche leicht zu erhalten sind, zu gleichen Zwecken verwenden kann.

Der Phosphor verbindet sich, mit Ausnahme des Kohlenstoffs, mit allen bereits abgehandelten Stoffen; keine dieser Verbindungen hat ein allgemeines Interesse und nur das Phosphorwasserstoffgas (PH_3), welches sich bei der Erhitzung des Phosphors mit wäßrigen Alkalien neben unterphosphoriger Säure bildet und beim Eintreten jeder Gasblase in die atmosphärische Luft entzündet, ist als eine chemische Spielerei zu erwähnen.

---

15. Arsen.

Arsenium. As = 75,329 oder 940,084.

Das Arsen ist die brennbare Grundlage des weißen Arseniks und findet sich fast rein im sogenannten Scherbenkobalt, ferner mit Sauerstoff und Schwefel verbunden und in solchen Erzen, welche beim Erhitzen an der Luft einen starken, knoblauchartig riechenden Dampf verbreiten. Es wird durch Sublimation des Scherbenkobalts oder durch Erhitzen des weißen Arseniks mit Kohle gewonnen.[32])

Das Arſen iſt bläulichweiß und ſtark glänzend, ſehr ſpröde und leicht pulveriſirbar, überhaupt für ſich ganz metalliſch, von 5,7 ſpecif. Gewichte, nicht ſchmelzbar und bei 180° in grauweißen, knoblauchartig riechenden Dämpfen flüchtig.

Das Arſen verbindet ſich mit den meiſten nichtmetalliſchen und metalliſchen Stoffen, und zwar mit vielen derſelben unmittelbar und unter Feuerentwicklung. Die Verbindungen mit den Metallen ſind meiſt metallglänzend, aber leichter ſchmelzbar und mehr ſpröde, als die reinen Metalle, wie überhaupt das Arſen ſchon in geringer Menge hinreichend iſt, die Metalle zu verſchlechtern.

Man benutzt das Arſen bei der Bereitung des Bleiſchrotes, da dieſes dadurch ſpröder wird (dieſer Gehalt des Bleiſchrotes an Arſen macht jenes noch gefährlicher zur Reinigung von Flaſchen mit rauher Oberfläche, welche zur Aufbewahrung ſäuerlicher Getränke (Wein, Bier, Eſſig) benutzt werden, als reines Blei, weil ſich neben dieſem auch Arſen mit an der rauhen Oberfläche abſetzt und ſpäter gelöſt wird, weßhalb überall die Reinigung mit Bleiſchrot zu verwerfen iſt), ferner zur Darſtellung des Weißkupfers oder Tombaks, einer verwerflichen Metallmiſchung, und mit Waſſer übergoſſen als Fliegengift, wodurch aber auch ſchon viele Unglücksfälle herbeigeführt worden ſind.

Das Arſen verbindet ſich in drei Verhältniſſen mit Sauerſtoff; ſchon an der Luft läuft es pfauenſchweifartig an und bedeckt ſich nach einiger Zeit mit einem ſchwarzen Pulver, Arſenoxyd (AsO) benannt, welches ſich nach der Entfernung immer wieder erneuert und zum Theil in Waſſer löslich iſt. Wird das Arſen an der Luft oder in Sauerſtoffgas erhitzt, ſo verbrennt es mit blaßbläulicher Flamme zu

Arſeniger Säure.

Es verbinden ſich hierbei 75,3 Theile Arſen mit 24 Theilen Sauerſtoff, weßhalb, und da in den neutralen Salzen der Sauerſtoff der Baſis ſich zu dem der Säure wie 2 : 3 verhält, die arſenige Säure aus 1 Miſchungsgew. Arſen und 3 Miſchungsgew. Sauerſtoff beſteht und durch AsO_3 (=99,33) ausgedrückt wird.

Sie findet ſich ſelten als ſogenannte Arſenblüthe und wird theils als Nebenproduct, theils als Hauptproduct auf Hüttenwerken gewonnen.[33])

Die arſenige Säure erſcheint theils pulverig, theils cohärent und dann glasartig und von 3,7385 ſpecif. Gewicht oder porzellanartig oder in Octaedern und Tetraedern und von 3,694 ſpecif. Gewichte, iſt unzerſetzt und in geruchloſen Dämpfen flüchtig, hat keinen Geruch und einen ſcharfen, hintennach ſüßlichen Geſchmack, wirkt äußerſt giftig auf Thiere und Pflanzen, löſt ſich wenig in kaltem, leichter in heißem Waſſer und wird durch phosphorige Säure und in der Hitze durch Kohle reducirt und in der wäßrigen Löſung durch Schwefelwaſſerſtoff gelb gefärbt, bei Zuſatz von Salzſäure auch ſo gefällt; der Niederſchlag löſt ſich in Alkalien.

Die arſenigſauren Salze ſind nur ſchwierig und undeutlich kryſtalliſirbar, ſcheiden beim Glühen für ſich unter Umſetzung in arſenſaure Salze etwas, beim Glühen mit Kohle und Borſäure oder einem Alkali als Arſen ab, löſen ſich mit Ausnahme der Alkaliſalze nicht in Waſſer und geben in ihren Löſungen mit ſalpeterſaurem Silberoxyd einen gelben, in Salpeterſäure, Eſſigſäure und Ammoniak löslichen, mit Baryt oder Bleiſalzen einen weißen in Salpeterſäure löslichen Niederſchlag und mit Schwefelwaſſerſtoff nur im angeſäuerten Zuſtande eine gelbe Fällung.

Die arſenige Säure wird zur Darſtellung aller Arſenpräparate, in einigen metallurgiſchen Künſten, bei der Glas- und Smaltefabrikation, zur Bereitung einiger grüner Kupferfarben, in der Färberei und Kattundruckerei, in der Medicin, aber mit großer Vorſicht innerlich und äußerlich, und als Gift gegen ſchädliche Thiere, zur Schützung ausgeſtopfter Thiere gegen Inſecten, gegen Holzſchwamm, trockne Fäule u. ſ. w. benutzt. Bei Verwendung zu dieſen Zwecken muß immer mit der größten Vorſicht verfahren werden, damit keine Unglücksfälle eintreten können. Leider dient ſie auch bösartigen Menſchen zur Ausführung mörderiſcher Zwecke, wo dann ihre Ermittlung Gegenſtand der gerichtlichen Chemie wird.[34])

Wird die arſenige Säure mit Salpeterſäure digerirt, ſo verwandelt ſie ſich in

Arſenſäure.

Die arſenige Säure nimmt dabei noch 2 Miſchungsgewichte Sauerſtoff auf und die Arſenſäure beſteht demnach, und da in den neutral angenommenen Salzen der Sauerſtoff der Baſis zu dem der Säure ſich 2 : 5 verhält, aus 1 Miſchungsgewicht Arſen und 5 Miſchungsgewichten Sauerſtoff, iſt demnach der Phosphorſäure analog zuſammengeſetzt und wird durch AO_5 (= 115,33) bezeichnet. Die Arſenſäure findet ſich auch im Mineralreich an Kalk und an die Oxyde von Eiſen, Kobalt, Nickel, Blei und Kupfer gebunden.

Die Arſenſäure iſt friſch bereitet und eingedampft glasartig und von 3,74 ſpecif. Gewichte, wird nach einiger Zeit porzellanartig, hat einen ſehr ſcharfen und ſauren Geſchmack, wirkt äußerſt giftig und löſt ſich langſam, aber reichlich in Waſſer, zerfällt bei der Glühhitze in Sauerſtoffgas und arſenige Säure und wird beim Erhitzen mit brennbaren Subſtanzen zu arſeniger Säure oder Arſen reducirt; ſie färbt Zuckerlöſung beim Erwärmen dunkelroth.

Die Arſenſäure bildet mit den baſiſchen Oxyden drei Reihen von arſenſauren Salzen, die ganz den phosphorſauren Salzen (S. 121) analog zuſammengeſetzt ſind; nur die Alkaliſalze ſind in Waſſer, die übrigen in den Mineralſäuren und in Salmiak löslich, und alle werden beim Erhitzen mit brennbaren Körpern unter Abſcheidung von Arſen oder Bildung von Arſenmetallen zerſetzt. Die Löſung der reinen Arſenſäure, wie die ihrer Salze in Salzſäure, giebt mit Schwefelwaſſerſtoff einen gelben, in Alkalien und Schwefelalkalimetallen löslichen, und mit ſalpeterſaurem Silberoxyd einen braunrothen, in Säuren und Alkalien löslichen Niederſchlag.

Die Arſenſäure wird nur in Verbindung mit einigen Baſen in der Technik gebraucht und kann dann Veranlaſſung zu Vergiftungen geben; ihre Erkennung und Ermittlung iſt unter 34 in der dritten Abtheilung angeführt.

Das Arſen verbindet ſich mit dem Waſſerſtoff nur mittelbar, wenn nämlich ein Arſenmetall, deſſen metalliſches Radical waſſerzerſetzend wirkt, mit wäßrigen Säuren in Berührung kommt; hierbei nehmen 75,3 Theile Arſen 3 Theile Waſſerſtoff zu

Arſenwaſſerſtoff

auf, welches alſo aus 1 Miſchungsgewicht Arſen und 3 Miſchungsgewichten Waſſerſtoff beſteht und durch AsH_3 ausgedrückt wird. Dieſe Verbindung bildet ſich auch beim Löſen von Eiſen, Zink oder Zinn in Arſenſäure, überhaupt, wenn ein im Entwicklungsmoment begriffenes Waſſerſtoffgas mit einer leicht zerſetzbaren Arſenverbindung in Berührung kommt, und iſt gasförmig, läßt ſich aber bei — 40° zu einer waſſerhellen Flüſſigkeit verdichten. Das Arſenwaſſerſtoffgas hat einen widrigen, ekelerregenden Geruch, verurſacht ſelbſt, in geringer Menge der Luft beigemengt, Schwindel, Bruſtbeklemmung und ſogar den Tod, löſt ſich etwas in Waſſer, wirkt auf mehrere Metallſalze unter Bildung von Arſenmetall fällend, verbrennt an der Luft entzündet mit weißer Flamme zu arſeniger Säure und Waſſer und zerfällt beim Erhitzen in ſeine Beſtandtheile.

Das Arſenwaſſerſtoffgas iſt für die gerichtliche Chemie von ungemeiner Wichtigkeit, da es ſehr oft den Ausſchlag über ſtattgefundene Arſenvergiftungen geben muß. Es iſt aber auch von Denjenigen, welche Metalle, die oft mit Arſen verunreinigt ſind, in Säuren löſen, ſeine Bildung und die damit verbundene Todesgefahr zu berückſichtigen.

Das Arſen bildet mit dem Schwefel verſchiedene Verbindungen, die zum Theil im Mineralreiche vorkommen, und auch unmittelbar ſich aus ihren Beſtandtheilen bilden laſſen.

Das Doppelt-Schwefelarſen (AsS_2) kommt als Realgar vor und wird künſtlich durch Zuſammenſchmelzen des Schwefels mit überſchüſſigem Arſen, auf den Gifthütten auch aus Arſenikkies und Schwefelkies dargeſtellt[35]). Es ſtellt eine rubin- oder braunrothe, beim Erhitzen vorübergehend dunkler werdende, glaſige, wenig durchſcheinende, leicht ſchmelzbar und flüchtige Maſſe dar. Dieſes Schwefelarſen wurde früher häufig als Malerfarbe benutzt, iſt aber jetzt durch chromſaures Bleioxyd verdrängt worden. Es dient zur Reduction des Indigs behufs des Kaſten- und Schilderblaus, zur Darſtellung brauner Farben in der Kattundruckerei und zur Verſtärkung des Lichtglanzes abbrennender Weißfeuermaſſen.

Das Dreifach-Schwefelarſen (AsS_3) kommt als Auripigment, Operment oder Rauſchgelb natürlich vor und wird künſtlich durch Zuſammenſchmelzen des Realgars mit Schwefel oder durch Erhitzung arſeniger Säure mit Schwefel dargeſtellt[36]). Die Verbindung bildet ſich auch bei der Fällung der arſenigen Säure und ihrer Salze durch Schwefelwaſſerſtoff. Das Auripigment iſt durchſcheinend, undeutlich kryſtalliniſch, citronen- bis orangegelb, zerrieben pomeranzengelb. Es wurde früher als Malerfarbe benutzt und dient noch jetzt in ſeiner Löſung in Kalilauge als Reductionsmittel für Indig. Mit Kalk und Fett zuſammengerieben giebt es das Rhusma der Türken, welches von denſelben zur Vertilgung der Haare an gewiſſen Theilen des weiblichen Körpers benutzt wird.

Das Fünffach-Schwefelarſen (AsS_5) bildet ſich bei der Zerſetzung der Arſenſäure durch Schwefelwaſſerſtoff oder ein lösliches Schwefelmetall und iſt pulverig, gelb, nach dem Schmelzen etwas röthlich, nach der Sublimation rothgelb.

Dieſe Schwefelverbindungen des Arſen verbrennen beim Erhitzen an der Luft zu ſchwefeliger und arſeniger Säure, löſen ſich in reinen, kohlenſauren und geſchwefelten Alkalien und geben beim Erhitzen mit Kalk und Kohle reines Arſen.

Die Verbindungen des Arſens mit den Salzzeugern und den anderen nicht metalliſchen Stoffen haben nur wiſſenſchaftliches Intereſſe; mit Stickſtoff und Kohlenſtoff iſt es noch nicht verbunden worden.

---

16. Antimon.

Stibium. Sb = 129,245 oder 1612,904.

Das Antimon, auch Spießglanz benannt, findet ſich theils oxydirt, theils mit Metallen, theils und hauptſächlich mit Schwefel verbunden im Grauſpießglanzerz, woraus es entweder durch Zuſammenſchmelzen mit Eiſen oder durch Röſten und Schmelzen mit Kohle und Pottaſche gewonnen wird.[37])

Das Antimon iſt ſilber- oder zinnweiß, ſtark glänzend, ſtrahlig-blättrig, in Rhomboëdern kryſtalliſirbar, ſpröde, leicht pulveriſirbar, von 6,7 bis 6,8 ſpecif. Gewichte, bei 425° ſchmelzbar und im ſauerſtofffreien Raume bei ſtarker Weißglühhitze flüchtig.

Das Antimon verbindet ſich, ausgenommen Stickſtoff und Kohlenſtoff, mit allen nicht metalliſchen und metalliſchen Stoffen, und zwar mit vielen unmittelbar und unter Feuerentwicklung. Die Antimonmetalle ſind den Arſenmetallen ſehr ähnlich und auch eine geringe Menge von Antimon macht die meiſten Metalle ſpröder, viele derſelben auch dadurch für gewiſſe Zwecke brauchbarer.

Das Antimon wird für ſich zur Verfertigung einiger pharmaceutiſcher Geräthſchaften, wie der ſogenannten Brechbecher, in welchen ſäuerlicher Wein nach einiger Zeit brechenerregende Eigenſchaften erhält, zur Darſtellung verſchiedener Heilmittel und Farben, insbeſondere aber zur Verfertigung verſchiedener Metalllegirungen, wie z. B. des Schriftgießermetalles aus Blei und Antimon, zuweilen mit Zuſatz von Kupfer und Wismuth, verſchiedener Zinnlegirungen, plate pewter, Queens metal und Britannia metal u. ſ. w. benutzt.

Das Antimon verbindet ſich in verſchiedenen Verhältniſſen mit dem Sauerſtoff und geht ſchon bei gewöhnlicher Temperatur an feuchter Luft in Antimonſuboxyd (Sb_3O_4) über, welches ſchwarzgrau pulverig iſt. Wird das Antimon an der Luft ſtark erhitzt, ſo verbrennt es mit weißlichem Licht zu

Antimonoxyd,

wobei 129,2 Theile Antimon 24 Theile Sauerſtoff aufnehmen und demnach, und da in den neutralen Salzen 3 Miſchungsgewichte Sauerſtoff der Baſis enthalten ſind, beſteht das Antimonoxyd aus 1 Miſchungsgewicht Antimon und 3 Miſchungsgewichten Sauerſtoff und wird durch SbO_3 (=153,245) ausgedrückt. Das Antimonoxyd findet ſich auch natürlich als Weißſpießglanzerz und wird künſtlich auf trocknem und naſſem Wege dargeſtellt.[38])

Das Antimonoxyd iſt weiß und pulverig, kryſtalliſirt auch in weißen diamantglänzenden Säulen, iſt bei hoher Temperatur in weißen geruchloſen Dämpfen flüchtig und wird durch Erhitzen mit Kohle desoxydirt. Die Anti-

monoxydſalze werden faſt ſämmtlich durch Waſſer in ſaure lösliche und baſiſche unlösliche Salze zerſetzt und geben mit Schwefelwaſſerſtoff einen orangefarbenen Niederſchlag und beim Erhitzen mit Soda und Kohle ein Metallkorn. Sie, wie das reine Oxyd, ſind nur von pharmaceutiſch-mediciniſchem Intereſſe; beſonders iſt der ſogenannte Brechweinſtein, ein Doppelſalz von weinſteinſaurem Antimonoxyd und Kali, ein wichtiges Heilmittel.

Wird das Antimon mit Salpeterſäure erhitzt, ſo entzieht es derſelben $^3/_5$ ihres Sauerſtoffes und verwandelt ſich in

Antimonſäure.

Hierbei nehmen 129,2 Theile Antimon 40 Theile Sauerſtoff auf und es beſteht demnach und da in den neutralen Salzen der Sauerſtoff der Baſis ſich zu dem der Säure wie 1 : 5 verhält, die Antimonſäure aus 1 Miſchungsgewicht Antimon und 5 Miſchungsgewichten Sauerſtoff und wird durch SbO_5 (= 169,245) ausgedrückt. Sie wird auch durch Verpuffen des Antimons mit Salpeter dargeſtellt.[39])

Die Antimonſäure iſt ſtrohgelb, beim Erhitzen vorübergehend dunkler, nicht ſchmelzbar und bildet mit Waſſer ein weißes, glänzendes, ſchwach ſauer reagirendes, etwas in Waſſer, leicht in Salzſäure lösliches Hydrat. Sie zerſetzt die kohlenſauren Alkalien nur auf trockenem Wege, damit antimonſaure Salze bildend, welche durch doppelte Wahlverwandtſchaft die Salze der Erden und Metalloxyde geben; die letzteren haben die Eigenſchaft, bei der Erhitzung bis auf einen gewiſſen Punkt zu verglimmen und dadurch unlöslich in Säuren zu werden. Ihre Löſungen, wie die des Antimonſäurehydrates in Säuren, geben mit Schwefelwaſſerſtoff einen orangefarbenen, in Schwefelammonium löslichen Niederſchlag.

Wird die Antimonſäure für ſich ſtark erhitzt, ſo verliert ſie $^1/_5$ ihres Sauerſtoffes und verwandelt ſich in antimonſaures Antimonoxyd (SbO_3, SbO_5), das man früher als eine beſondere Oxydationsſtufe des Antimons betrachtete und antimonige Säure (SbO_4) benannte. Dieſe Verbindung wird auch an Kali gebunden durch Verpuffen des Schwefelantimons mit

Salpeter dargestellt und so oder nach Entfernung des Kalis zum Gelbfärben bei der Glasmalerei benutzt.

Die Antimonsäure und ihre Salze sind nur von therapeutischem Interesse; das antimonsaure Kali dient zur Fällung des Natrons und das antimonsaure Bleioxyd (und Zinkoxyd) ist ein Bestandtheil des Neapelgelbes.

Das Antimon verbindet sich mit dem Wasserstoff unter denselben Umständen wie das Arsen und bildet eine dem Arsenwasserstoffgas vollkommen analoge Verbindung, das Antimonwasserstoffgas (SbH_3), welches sich in der Hitze und beim Verbrennen wie jenes verhält, aber dadurch von ihm unterscheidet, daß es ganz geruchlos und unschädlich (?) ist. In gerichtlich chemischen Untersuchungen auf Arsen bei dessen Umwandlung in Arsenwasserstoff hat man zu beachten, daß man nicht Antimonwasserstoff (gebildet aus dem bei Vergiftungen gewöhnlichen ersten Gegenmittel, nämlich Brechmittel aus Brechweinstein) für Arsenwasserstoff annimmt, worüber unter 34 zu vergleichen ist.

Das Antimon verbindet sich mit trocknem Chlorgas schon bei gewöhnlicher Temperatur unter Funkensprühen und röthlich-weißer Lichtentwicklung. Ist hinreichend Chlorgas vorhanden, so entsteht Antimonchlorid ($SbCl_5$), welches tropfbar-flüssig, flüchtig, ätzend und von sehr widrigem Geruch ist. Ist das Antimon bei der Einwirkung auf Chlor im Ueberschuß, so entsteht

Antimonchlorür,

welches auf 129,2 Theile Antimon 106,4 Theile Chlor enthält und deßhalb aus 1 Mischungsgewicht Antimon und 3 Mischungsgewichten Chlor besteht und durch $SbCl_3$ ausgedrückt wird. Man stellt es rein durch Zersetzung des Quecksilberchlorides mit Schwefelantimon, in Verbindung mit Salzsäure durch Lösen des Schwefelantimons in Salzsäure dar.[40])

Das Antimonchlorür ist krystallinisch und butterartig (daher die frühere Bezeichnung Antimon- oder Spießglanzbutter), beim Erwärmen ölig-

dickflüſſig, ſehr flüchtig und ätzend, raucht an der Luft und wird durch Anziehung von Waſſer milchig trübe, durch Vermiſchen mit Waſſer in ſich ausſcheidendes, etwas chlorürhaltiges Antimonoxyd (Algarothpulver) und Salzſäure zerſetzt.

Die Löſung des Antimonchlorürs in Salzſäure, wie man ſie bei der Behandlung des Schwefelantimons mit Salzſäure erhält, dient beſonders in der Thierheilkunde und wird außerdem zum Bruniren des Eiſens und zum Reinigen und Dunklerfärben des gelben Glanzleders benutzt.

Das Antimon verbindet ſich mit dem Schwefel unmittelbar in der Hitze zu

Antimonſulphür,

wobei 129,2 Theile Antimon 48 Theile Schwefel aufnehmen und die Verbindung demnach aus 1 Miſchungsgewicht Antimon und 3 Miſchungsgewichten Schwefel (=SbS_3) beſteht. Das Antimonſulphür, auch Schwefelantimon benannt, findet ſich als Grauſpießglanzerz ziemlich häufig und wird aus dieſem durch Ausſaigern gewonnen [41]).

Das Antimonſulphür findet ſich in hell-bleigrauen Kryſtallen oder ſtrahligen Maſſen, iſt leicht pulveriſirbar und giebt ein ſchwarzgraues Pulver. Amorph, d. h. pulverig und ohne Spur von Kryſtalliſation, ſowie auch in der Farbe abweichend, nämlich orangefarben, wird das Antimonſulphür bei der Zerſetzung eines Antimonoxydſalzes mit Schwefelwaſſerſtoff oder durch Löſung des ſchwarzgrauen Antimonſulphürs in ſiedender Löſung von Schwefelnatrium beim Erkalten erhalten; dieſes orangefarbene Antimonſulphür geht aber durch Schmelzen wieder in das ſchwarzgraue über.

Das Antimonſulphür wird zur Darſtellung des Antimons und vieler Antimonialpräparate, in der Feuerwerkerei zu weißen Lichtern, Raketen u. ſ. w., zur Vermiſchung des Graphites bei der Bleiſtiftfabrikation, als färbender Beſtandtheil für Frictionshölzer u. ſ. w., aber auch häufig in der Menſchen- und Thierheilkunde benutzt (kleine Gaben davon verurſachen bei Gänſen die anomale Vergrößerung der Leber). Das pomeranzenfarbene, aber wegen ſeiner Berei-

tung meiſt antimonoxydhaltige Antimonſulphür iſt unter dem Namen Kermes ein wichtiges Heilmittel, und auch zur Kattundruckerei vorgeſchlagen worden, wozu es ſich aber wegen ſeiner Unbeſtändigkeit im Lichte und der fortwährenden Entwicklung von Schwefelwaſſerſtoffgas nicht eignet.

Wird Schwefelantimon an der Luft geröſtet, ſo oxydiren ſich ſeine Beſtandtheile und das entſtehende antimonſaure Antimonoxyd wird von einem Theile unzerſetzten Schwefelantimon in Antimonoxyd verwandelt, welches ſich mit einem anderen Theile Schwefelantimon zu einer braunrothen, durchſichtigen, glasartigen Maſſe verbindet, die Spießglanzglas heißt und zur Darſtellung anderer Antimonpräparate und zur Bereitung künſtlicher Edelſteine (Topas, Granat) benutzt wird.

Eine ſtreng ſtöchiometriſch zuſammengeſetzte Verbindung des Schwefelantimons mit Antimonoxyd findet ſich natürlich als Rothſpießglanzerz (SbO_3, $2\,SbS_3$), und wird künſtlich und unter dem Namen Metallſafran beim Verpuffen gleicher Theile Schwefelantimon und Salpeter, und Auswaſchen mit Waſſer als ein braunes Pulver erhalten.

Unter dem Namen Spießglanzleber verſteht man Verbindungen von Schwefelalkalimetallen mit Schwefelantimon und Antimonoxyd, die durch Zuſammenſchmelzen von Schwefelantimon mit kohlenſaurem Kali oder Natron und mit oder ohne Schwefel erhalten werden und zur Darſtellung von Kermes benutzt werden.

Eine oxydfreie Verbindung des Schwefelantimons mit Schwefelnatrium iſt kryſtalliſirbar, in Waſſer vollkommen löslich und unter dem Namen Schlippe'ſches Goldſchwefelſalz bekannt. Die Löſung läßt beim Vermiſchen mit einer Sauerſtoffſäure oxydfreies pomeranzenfarbenes Antimonſulphür fallen, und löſt in der Siedhitze noch Schwefel auf, worauf aber Säuren nicht Antimonſulphür, ſondern Antimonſulphid (SbS_5) als ein goldfarbenes Pulver fallen laſſen, welches unter dem Namen Goldſchwefel ein wichtiges Heilmittel iſt und auch bei der Zerſetzung des in Waſſer vertheilten Antimonſäurehydrates durch Schwefelwaſſerſtoff gebildet wird.

Das Antimonſulphür und Sulphid löſen ſich in Schwefelammonium, wodurch ſie ſich, mit Ausnahme des Schwefelarſens, von allen gelben Schwefelmetallen, von dem Schwefelarſen aber durch die leichte Zerſetzbarkeit deſſelben beim

Erhitzen mit Kalk und Kohle unterſcheiden. Beide Schwefelungsſtufen des Antimons löſen ſich unter Schwefelwaſſerſtoffentwicklung in Salzſäure, das Sulphid aber mit Hinterlaſſung von ſo viel Schwefel, als es mehr als das Sulphür enthält, auf.

Die übrigen Verbindungen des Antimons mit den nicht metalliſchen Stoffen haben kein allgemeineres Intereſſe.

B. Von den Metallen.

Diejenigen Stoffe, welche ſich durch ihren eigenthümlichen Glanz, ihre Undurchſichtigkeit und die Eigenſchaft, die Wärme und die Electricität zu leiten, auszeichnen, werden Metalle genannt. Da jedoch nicht eine einzige dieſer Eigenſchaft allen Körpern, die wir Metalle nennen, beigelegt werden kann, mehrere dieſer Eigenſchaften auch nicht metalliſchen Körpern zugeſchrieben werden können, manche Metalle, wie z. B. Gold, wenn nicht durchſichtig doch durchſcheinend ſind und deßhalb eine weſentliche Eigenſchaft der nicht metalliſchen Stoffe beſitzen, endlich aber in dem chemiſchen Character, ſich zwiſchen manchen nicht metalliſchen und metalliſchen Stoffen eine große Uebereinſtimmung zeigt, ſo läßt ſich der Begriff von Metall nicht ſtreng feſtſtellen und man muß vielmehr Mittelglieder gelten laſſen, wie wir es im Vorhergehenden durch die Aufnahme des Arſens und Antimons in die Reihe der nicht metalliſchen Stoffe, obgleich dieſen beiden Körpern alle oben angegeben Eigenſchaften beigelegt werden können, gethan haben.

Die Metalle ſind, mit Ausnahme des erſt bei — 40° erſtarrenden Queckſilbers, feſt, meiſt kryſtalliſirbar, alle, jedoch bei ſehr verſchiedenen Temperaturen, ſchmelzbar und einige auch flüchtig. Sie ſind in Farbe und ſpecif. Gewicht verſchieden und mehr oder weniger hart, dehnbar und ſtreckbar, und machen ſich

durch dieſe Eigenſchaften, ſo wie durch ihre Dauer für die Künſte, Gewerbe und Fortſchritte der Civiliſation im höchſten Grade wichtig.

Die Metalle verbinden ſich ſämmtlich mit Sauerſtoff und, dabei meiſt den Sauerſtoffverbindungen entſprechend, mit den Salz- und Kieszeugern und Fluor, mehr in abweichenden Verhältniſſen mit den Erzzeugern, einige auch mit Stickſtoff, Kohlenſtoff, Bor und Kieſel, ſowie ſie ſich auch meiſt untereinander verbinden können.

Sauerſtoffverbindungen oder Oxyde der Metalle. In dieſer Form kommt die Mehrzahl der Metalle in der Natur vor; nur Gold, Silber, Platin und einige mit dem Platin vorkommende Metalle hat man noch nicht oxydirt gefunden.

Alle Metalle laſſen ſich mit Sauerſtoff, aber auf ſehr verſchiedene Weiſe verbinden. Die meiſten Metalle laſſen ſich jedoch unmittelbar durch Luftberührung, einige ſchon, aber gewöhnlich unter Mitwirkung von Feuchtigkeit und Kohlenſäure, bei gewöhnlicher Temperatur oder durch die galvaniſche Kraft, d. h. bei der Berührung mit einem anderen Metalle, andere bei erhöhter Temperatur und dann oft unter Feuererſcheinung mit dem Sauerſtoff verbinden. Dieſer Erfolg tritt auch ein, wenn die Metalle in Waſſer kommen; ſo werden die Metalle der Alkalien und Erdalkalien ſchon bei gewöhnlicher Temperatur, die Metalle der Erden und das Cer, Mangan und Uran in der Siedhitze, das Eiſen, Nickel, Kobalt, Zink, Cadmium, Zinn, Tellur, Titan, Tantal, Wolfram, Molybdän, Vanadin und Chrom in der Glühhitze durch Waſſer, aber nicht Wismuth, Blei, Kupfer und Osmium oxydirt. Durch Aufnahme von Sauerſtoff aus dem Waſſer unter Mitwirkung von Sauerſtoffſäuren werden bei gewöhnlicher Temperatur auch diejenigen Metalle oxydirt, welche ſonſt nur bei erhöhter Temperatur aus dem Waſſer den Sauerſtoff anziehen.

Oxydations- und zum Theil Löſungsmittel der Metalle ſind noch insbeſondere die Salpeterſäure und Unterſalpeterſäure, die unterchlorige Säure und Chlorſäure und die Schwefelſäure, auf trockenem Wege auch deren Alkaliſalze und die ätzenden Alkalien (die Löſung der Metalle durch Salzſäure oder Königswaſſer iſt durch die Bildung eines Chlormetalles und die durch ein Gemiſch

von Fluorwasserstoffsäure und Salpetersäure durch die Bildung eines Fluormetalles bedingt).

Viele Metalle bilden mit dem Sauerstoff mehrere Verbindungen, von denen die niedrigeren Oxydationen meist starke Basen, die höheren aber Superoxyde oder Säuren sind. Die Basen sind mit Ausnahme der Alkalien und Erdalkalien in Wasser unlöslich und bilden meist Hydrate. Die Säuren, welche auch zum Unterschiede von den sauren Oxydationsstufen der nicht metallischen Stoffe, die gewöhnlich *Mineralsäuren* heißen, *Metallsäuren* genannt werden, sind zum Theil in Wasser löslich, zum Theil unlöslich, bilden aber im letzteren Falle Hydrate. Durch die Vereinigung der Säuren mit den Basen entstehen die Sauerstoffsalze (vergl. S. 57).

Die Metalloxyde entlassen ihren Sauerstoff oder werden reducirt auf verschiedene Weise, nämlich 1) durch das *Licht* und insbesondere durch den blauen Farbestrahl Gold- und Silberoxyd; 2) durch *Glühhitze* die Oxyde von Silber, Palladium, Rhodium, Iridium, Platin und Gold, welche die *edlen Metalle* genannt werden, ferner noch die des Quecksilbers, Bleis und Nickels, obgleich diese Metalle beim Erhitzen durch niedrigere Temperatur an der Luft in Oxyde verwandelt werden; 3) im Kreise der Volta'schen Säule alle Oxyde mit Ausnahme der Alaunerde und des Ceroxydes; 4) durch brennbare Körper in erhöhter Temperatur, so im Großen gewöhnlich durch Kohle mit oder ohne Zusatz eines Flußmittels, durch Wasserstoff, durch die Alkalimetalle, durch organische Substanzen und durch Oxalsäure und Ameisensäure, und 5) durch Oxydulsalze und phosphorige Säure die Oxyde der edlen Metalle. Alle diejenigen Metalle, welche ihren Sauerstoff nicht durch bloße Glühhitze abgeben, werden nebst dem Nickel und Blei *unedle Metalle* genannt.

Stickstoffverbindungen der Metalle. Die meisten Metalle verbinden sich mit Stickstoff, wenn in einer nicht zu hohen Temperatur über ihre Oxyde Ammoniak geleitet wird. Die Stickstoffmetalle zersetzen sich in höherer Temperatur sämmtlich, und zwar häufig unter Feuererscheinung und Explosion, haben aber nur wissenschaftliches Interesse.

Kohlenstoffverbindungen der Metalle. Diese können ebenfalls nur auf dem Wege der Kunst erzeugt werden, und zwar entweder bei der Reduction der Oxyde durch Kohle oder bei dem Erhitzen von Metallsalzen, deren

Säure eine organiſche iſt, oder beim Glühen einiger Cyanmetalle, und zwar hier nach ſtöchiometriſchen Verhältniſſen verbunden. Die Kohlenſtoffmetalle haben meiſt noch Metallglanz und ſind ſpröder, manche auch leichter ſchmelzbar als die reinen Metalle. Beim Erhitzen an der Luft verbrennt der Kohlenſtoff oder er hinterbleibt beim Löſen in Säuren.

Chlorverbindungen der Metalle. Dieſe finden ſich mit Ausnahme des Kochſalzes nur ſelten in der Natur; ſie werden erzeugt theils bei der Berührung der Metalle mit Chlor in gewöhnlicher oder erhöhter Temperatur, theils bei der Einwirkung von Chlorwaſſerſtoff auf Metalle und deren Oxyde, theils bei der Erhitzung der Metalle mit Queckſilberchlorid.

Die Chlormetalle ſind zum Theil unzerſetzt flüchtig, zum Theil entlaſſen ſie die Hälfte ihres Chlor, zum Theil ſind ſie feuerbeſtändig. Sie löſen ſich faſt alle in Waſſer und Weingeiſt, mehrere auch in Aether, und verbinden ſich unter einander zu Chlorſalzen (vergl. S. 97), manche auch mit Salzſäure und einige auch mit dem Oxyd deſſelben Metalles.

Die Brom-, Jod- und Fluorverbindungen der Metalle. Dieſe entſprechen den Chlormetallen und kommen nur ſpärlich (häufiger das Fluorcalcium) in der Natur vor.

Die Schwefelverbindungen der Metalle. Dieſe kommen ſehr häufig in der Natur vor und die meiſten unedlen ſchweren Metalle findet man an Schwefel gebunden.

Sie werden künſtlich erzeugt 1) durch unmittelbare Verbindung des erhitzten Metalles mit ſchmelzendem oder dampfförmigem Schwefel; 2) beim Erhitzen der Oxyde mit Schwefel nebſt einem unterſchwefeligſauren, ſchwefeligſauren oder ſchwefelſauren Salze; 3) durch Glühen ſchwefelſaurer Salze mit Kohle und in Waſſerſtoffgas; 4) durch Zerſetzung der meiſten in Säuren gelöſten Oxyde der ſchwereren Metalle mittelſt Schwefelwaſſerſtoff, und 5) durch Ueberleiten von Schwefelkohlenſtoff über erhitzte Metalloxyde.

Die natürlich vorkommenden Schwefelmetalle ſind faſt ſämmtlich kryſtalliſirt, während die künſtlich erzeugten nur ſchwierig in Kryſtallen erhalten werden können. Sie ſind meiſt von dunkler Farbe, nur einige weiß oder gelb, und, mit Ausnahme der Schwefel-Alkalimetalle und Erd-Alkalimetalle, in Waſſer unlöslich; dieſe ſelbſt ziehen Feuchtigkeit an, bräunen Curcumäpapier und ent-

wickeln durch den Einfluß der atmoſphäriſchen Kohlenſäure Schwefelwaſſerſtoff. Die meiſten Schwefelmetalle ſind bei Ausſchluß der Luft ſchmelzbar und feuerbeſtändig, verlieren jedoch zum Theil etwas Schwefel; einige oxydiren ſich ſchon bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft, andere bei der Erhitzung, wobei ſich ſchwefelige Säure entwickelt und ein reguliniſches Metall oder ein Oxyd oder ein baſiſches ſchwefelſaures Salz hinterbleibt. Die Schwefelmetalle werden meiſt von concentrirter Salzſäure unter Entwicklung von Schwefelwaſſerſtoff zerſetzt und von Salpeterſäure oder Königswaſſer oxydirt und gelöſt, wobei ſich anfangs Schwefel abſcheidet, aber bei längerer Einwirkung löſt. Durch Waſſerſtoff laſſen ſich nur wenige, durch Metalle, welche den Schwefel mächtiger anziehen, viele Schwefelmetalle entſchwefeln (die natürlichen Schwefelmetalle werden behufs der Metallgewinnung gewöhnlich erſt geröſtet, d. h. unter dem Zutritt der Luft erhitzt, und dann durch Kohle reducirt; andere werden auch erſt durch ein ſalpeterſaures Alkali oxydirt und die Oxyde auf die oben angegebene Weiſe reducirt). Durch Waſſerdampf werden die erhitzten Schwefel-Alkalimetalle und Erd-Alkalimetalle unter Freiwerden von Waſſerſtoff in ſchwefelſaure Salze und die Schwefelmetalle der im Glühen des Waſſers zerſetzenden Metalle unter Entwicklung von Schwefelwaſſerſtoffgas in Oxyde verwandelt; unter gleichen Umſtänden verlieren die Verbindungen des Schwefels mit Blei, Wismuth und Kupfer einen Theil, die mit den edlen Metallen ihren ganzen Schwefel.

Die Schwefelmetalle der electropoſitiven Reihe verbinden ſich ſo wohl untereinander als auch mit denen der electronegativen Reihe und bilden mit letzteren die Schwefelſalze, die in Waſſer löslich ſind und oft mit Waſſer verbunden in ſchönen ausgebildeten Kryſtallen erhalten werden. Mehrere Schwefelmetalle verbinden ſich auch mit den Oxyden ihrer Metalle, die ſtärkſten Schwefelbaſen auch mit Schwefelwaſſerſtoff.

Verbindungen des Selens und Tellurs mit den Metallen. Dieſe ſind den Schwefelverbindungen analog und kommen nur ſpärlich im Mineralreiche vor, ſind auch nur von wiſſenſchaftlichem Intereſſe.

Verbindungen des Bors und Kieſels mit den Metallen. Von dieſen laſſen ſich nur wenige künſtlich erzeugen und keine kommt natürlich vor; ſie haben ebenfalls nur wiſſenſchaftliches Intereſſe.

Verbindungen des Phosphors mit Metallen. Dieſe kommen

niemals in der Natur vor und werden künstlich erzeugt entweder unmittelbar aus Phosphor und Metallen oder durch Glühen der Metalle in Phosphorwasserstoffgas oder durch Erhitzen phosphorsaurer Salze mit Kohle, einige auch durch Einleiten von Phosphorwasserstoffgas in Metallsalzlösungen.

Die Phosphormetalle sind fest, spröde und hart, meist auch metallglänzend, und oxydiren sich leicht und vorzüglich in höherer Temperatur an der Luft; die Phosphorverbindungen der leichten Metalle zersetzen sich in Wasser unter Bildung von Phosphorwasserstoff und unterphosphorigsaurem Salz.

Verbindungen des Arsens und Antimons mit Metallen. Diese finden sich ziemlich häufig in der Natur und bilden sich auf den Phosphormetallen gleiche Weise. Sie sind spröder und leichter schmelzbar als die reinen Metalle, gewöhnlich metallglänzend und können durch Oxydation an der Luft nicht vollständig des Arsens oder Antimons beraubt werden; die Verbindungen mit den leichten Metallen entwickeln in Berührung mit Wasser, die mit den das Wasser zersetzenden Metalle, in Berührung mit Säuren Arsen- oder Antimonwasserstoffgas.

Verbindungen der Metalle unter einander. Diese werden Legirungen oder, wenn sie Quecksilber enthalten, Amalgame genannt. Man erhält sie sämmtlich durch unmittelbare Verbindung und nur einige Amalgame durch doppelte Wahlverwandtschaft; jedoch lassen sich nicht alle Metalle mit einander verbinden; nur edle Metalle finden sich natürlich als Legirungen.

Man hielt früher die Legirungen für Gemische, wogegen aber spricht: 1) daß bei der Verbindung zweier Metalle eine Verdichtung oder Ausdehnung stattfindet und demnach die Legirung specifisch schwerer oder leichter wird, als das Mittel der spec. Gew. der einzelnen Metalle ausmachen würde; 2) daß die Farbe der Legirung oft ganz unabhängig von ihren Bestandtheilen ist; 3) daß die Legirungen meist härter, aber leichter schmelzbarer sind, als ihre Bestandtheile; 4) daß die Vereinigung zweier Metalle oft unter Licht- und Wärmeentwicklung stattfindet; 5) daß aus flüssigen Legirungen bei bestimmten Temperaturen verschiedene stöchiometrisch zusammengesetzte Verbindungen ausgeschieden werden, und 6) daß verschiedene Legirungen und Amalgame in bestimmter Form mit bestimmter Zusammensetzung krystallisirt erhalten werden können.

Die Metalle werden beziehungsweise ihres specif. Gewichtes in zwei Hauptgruppen, nämlich in leichte und in schwere Metalle und diese durch die chemische Natur ihrer Oxyde und andere Verhältnisse in mehrere Unterabtheilungen getrennt.

A. Leichte Metalle.

Specif. Gewicht nicht über 5,0, das Wasser schon bei gewöhnlicher Temperatur oder vor dem Rothglühen zersetzend, nur eine und zwar farblose, basische Oxydationsstufe habend.

a) Specif. Gewicht unter 1,0, metallglänzend, bei gewöhnlicher Temperatur weich und wachsähnlich, unter 100° schmelzbar, in der Kälte hart und spröde, bei schwacher Rothglühhitze flüchtig, bei der niedrigsten Temperatur an der Luft oxydirbar, das Wasser zersetzend, mit farbigem Licht verbrennend und mit den Zündern unter Lichtentwicklung sich verbindend.

Kalium, Lithium, Natrium.

Die Oxyde dieser Metalle heißen Alkalien und sie selbst Alkalimetalle. Der Charakter der Alkalien ist, daß sie äußerst ätzend und laugenhaft schmecken, die Haut und viele organische Körper zerstören, blaue Pflanzenfarben grün, gelbe braun und geröthetes Lackmus wieder blau färben, sich mit Wasser unter starker Wärmeentwicklung zu einem Hydrat verbinden, aus der Luft Wasser und Kohlensäure anziehen und mit den Säuren meist lösliche und im neutralen Zustande nicht auf Pflanzenfarben wirkende Salze bilden. Da das Ammoniak als Basis fast ganz ähnliche Eigenschaften hat, so wird sein Radical, das Ammonium, den Alkalimetallen angereihet.

b) Specif. Gewicht zwischen 2,0 und 4,0, im Aeußeren den Alkalimetallen ähnlich, aber erst in der strengsten Weißglühhitze flüchtig, bei gewöhnlicher Temperatur oxydirbar, das Wasser zersetzend, mit farbigem Licht verbrennend.

Calcium, Strontium, Baryum.

Die Oxyde dieser Metalle heißen Erdalkalien, weil sie im Allgemeinen den Charakter der Alkalien besitzen, aber erdiger Beschaffenheit sind; die Metalle selbst werden die Erdalkalimetalle genannt. Ihre

Löſungen in Waſſer unterſcheiden ſich von denen der reinen Alkalien, daß ſie ſich an der Luft trüben, indem ſie Kohlenſäure anziehen und damit ein unlösliches Salz bilden; auch ſind die ſchwefelſauren Erdalkalien in Waſſer gar nicht oder nur wenig löslich. Die Erdalkalien zerfallen beim Beſprengen mit Waſſer unter Wärmeentwicklung zu einem weißen Pulver und bilden mit mehr Waſſer eine feſtwerdende Maſſe.

c) Specif. Gewicht? ſilberweiß, metallglänzend, hart und dehnbar, in der Rothglühhitze ſchmelzbar, an trockener Luft unveränderlich, an feuchter Luft anlaufend, bei der Rothglühhitze an der Luft unter Funkenſprühen verbrennend, das Waſſer im Kochen zerſetzend.

Magneſium.

Das Oxyd dieſes Metalles bildet den Uebergang von den Erdalkalien zu den Erden, indem es faſt gar keine ätzenden Eigenſchaften beſitzt, faſt unlöslich in Waſſer iſt und wie die Erdalkalien mit Kohlenſäure ein unlösliches, wie die Erden mit Schwefelſäure ein lösliches Salz bildet.

d) Specif. Gewicht bis 5,0, theils geſchmolzen und metallglänzend, theils pulverförmig und unter dem Polirſtahl wenig Glanz annehmend, nur im Focus des Brennſpiegels ſchmelzbar, bei den höchſten Hitzgraden erſt brennbar, leichter mit Chlor ſich verbindend, das Waſſer erſt beim Kochen oder unter Mitwirkung einer Säure zerſetzend:

α) Oxyde aus gleichen Miſchungsgewichten Metall und Sauerſtoff bildend:

Yttrium, Erbium, Terbium und Thorium.

β) Oxyde aus 2 Miſchungsgewichten Metall und 3 Miſchungsgewichten Sauerſtoff beſtehend und von amphoterer Natur, d. h. ſo wohl von baſiſchem als ſaurem Charakter, bildend

Alumium, Beryllium, Zirkonium.

γ) Oxyde bildend, welche ſich den ſchweren Metalloxyden anreihen und zum Theil farbig ſind:

Lanthan, Didym, Cerium.

B. Schwere Metalle.

Specif. Gewicht über 5,0, mit Sauerstoff Baſen und Säuren bildend:

a) Unedle Metalle. Specif. Gewicht 6,0 — 12,0, ausgezeichnet metallglänzend, beim Erhitzen an der Luft oder durch Salpeterſäure oxydirbar, zum Theil mehrere baſiſche Oxyde, auch Säuren bildend, das Waſſer nur in der Glühhitze oder unter Mitwirkung von Säuren zerſetzend.

α) Schwierig ſchmelzbar:

Mangan, Eiſen, Nickel, Kobalt, Kupfer und Uran.

β) Leicht ſchmelzbar:

Zink, Kadmium, Blei und Wismuth.

b) Edle Metalle. Specif. Gewicht über 10,0, meiſt ſehr ſtark metallglänzend, mit Ausnahme des Queckſilbers ſtrengflüſſig, feuerbeſtändig und an der Luft nicht oxydirbar; die Oxyde ſind meiſt ſchwach baſiſcher und oft ſaurer Natur und in der Hitze mit Ausnahme des Iridium- und Osmiumoxydes für ſich reducirbar.

α) Tropfbar-flüſſig, flüchtig und in der Hitze zwar oxydirbar, das Oxyd aber durch größere Hitze wieder desoxydirbar:

Queckſilber.

β) Feſt:

Silber, Palladium, Platin, Iridium, Ruthenium, Rhodium, Osmium und Gold.

c) Electronegative Metalle. Specif. Gewicht verſchieden, mit Ausnahme des Zinnes ſpröde und ſtrengflüſſig, das Waſſer nur in der Rothglühhitze, aber nicht bei gewöhnlicher Temperatur unter Mitwirkung von Säuren zerſetzend, mit wenig Sauerſtoff ſchwach baſiſche Oxyde oder nur Suboxyde, mit mehr Sauerſtoff Säuren bildend, welche gewöhnlich unlöslich im Waſſer, feuerbeſtändig und ohne Wirkung auf Pflanzenfarben ſind.

Zinn, Titan, Pelopium, Niobium, Tantal, Wolfram, Molybdän, Vanadium und Chrom.

In Nachfolgendem werden die Metalle in umgekehrter Reihe abgehandelt und dadurch bezweckt, daß ſich die Säuren bildenden Metalle den nichtmetalliſchen Stoffen, welche ebenfalls vorzugsweiſe Säuren bilden, anſchließen und die ſtärkſten Gegenſätze der Säuren, die Alkalien den Schluß bilden, das dieſen angereihte Ammoniak aber das Uebergangsglied zu der Chemie der zuſammengeſetzten Radicale macht.

---

1. Chrom.

Chromium. Cr. = 26,27 oder 328,8.

Das Chrom findet ſich nur oxydirt und zwar als baſiſches Oxyd für ſich im Chromocker und mit Eiſenoxydul im Chromeiſenſtein und als Chromſäure mit Bleioxyd verbunden; ferner findet es ſich in geringer Menge in den Meteorſteinen und als färbendes Princip in verſchiedenen Mineralien. Es wird durch Reduction des Oxydes mit Kohle oder durch Zerſetzung des Chromchlorides mit Kalium gewonnen.

Das Chrom iſt feſt, metalliſch, zinnweiß bis weißgrau, ſehr ſpröde und leicht zerſpringend oder pulverig dunkelbraun, ſchwierig ſchmelzbar und nicht flüchtig und von 6,0 ſpecif. Gewicht. Hat für ſich keine Anwendung, findet ſich aber in manchen Roheiſenſorten und ſoll überhaupt dem Eiſen die Eigenſchaft ertheilen, ſich gut ſchmieden zu laſſen.

Das Chrom iſt an der Luft bei gewöhnlicher Temperatur unveränderlich, bedeckt ſich aber beim Erhitzen mit

Chromoxyd,

wobei 52,54 Gewichtstheile Chrom 24 Gewichtstheile Sauerſtoff aufnehmen, das Chromoxyd alſo aus 2 Miſchungsgewichten Chrom und 3 Miſchungsgewichten Sauerſtoff beſteht und durch Cr_2O_3 (=76,54) ausgedrückt wird. Man gewinnt es meiſt durch theilweiſe Desoxydation der Chromſäure, auch aus den Chlorverbindungen.[42])

Das Chromoxyd findet sich als Chromocker in durchscheinenden oder undurchsichtigen, grasgrünen, weichen Massen und läßt sich künstlich in intensiv grünen, äußerst harten, spitzen Rhomboedern von 5,21 speeif. Gewicht darstellen, ist aber gewöhnlich pulverig und grasgrün; es ist unschmelzbar und feuerbeständig, äußerst schwierig reducirbar und bildet mit Wasser ein bläulichgraugrünes, im feuchten Zustande in dünnen Lagen das Licht roth durchfallen lassendes Hydrat, welches durch Erhitzung grün wird, aber erst in der Rothglühhitze das Wasser verliert.

Die Chromoxydsalze sind grün, violett oder roth und zum größten Theil in Wasser, sämmtlich in Salzsäure löslich, werden bei der Glühhitze zersetzt und röthen Lackmus. Die wäßrige Lösung wird nicht durch Schwefelwasserstoff, aber durch Schwefelammonium grünlich und durch Alkalien grün gefällt; der Niederschlag ist in beiden Fällen Chromoxydhydrat und löst sich etwas in Alkalien. Die Glasflüsse werden durch Chromoxyd und dessen Salze smaragdgrün gefärbt.

Man benutzt das Chromoxyd vorzüglich in der Porzellanmalerei und hier auf oder unter der Glasur und in der Oelmalerei als Chromgrün oder grünen Zinnober. Die Chromoxydsalze haben keine technische Anwendung. Kieselsaures Chromoxyd findet sich in einigen Mineralien, wie im Miloschin, Pyrosklerit und Wolchonskoit.

Wird das Chromoxyd mit salpetersaurem oder chlorsaurem Kali erhitzt, so nimmt es noch so viel Sauerstoff auf, als es bereits enthält, und verwandelt sich in

Chromsäure.

Diese besteht, da in ihren neutralen Salzen der Sauerstoff der Basis zu dem der Säure sich wie 1 : 3 verhält, aus 1 Mischungsgewicht Chrom und 3 Mischungsgewichten Sauerstoff und wird durch CrO_3 (=50,27) ausgedrückt. Sie findet sich mit Bleioxyd verbunden im Rothbleierz und Melanochroit und wird durch Zersetzung des Fluorchroms in feuchter Luft gebildet oder aus chromsaurem Kali durch Kieselfluorwasserstoffsäure abgeschieden.

Sie iſt entweder wollig, amianthartig, ſehr locker und ſcharlachroth oder feſt, zuſammenhängend und dunkelroth, auch in zinnoberrothen Nadeln kryſtalliſirbar, leicht ſchmelzbar, von ſehr ſaurem, dann herbem, aber nicht metalliſchem Geſchmack, ohne Geruch und in Waſſer, Weingeiſt und Aether löslich; ſie entläßt leicht an oxydirbare Subſtanzen einen Theil ihres Sauerſtoffes und verwandelt ſich in Chromoxyd.

Die chromſauren Salze enthalten im neutralen Zuſtande auf 1 Miſchungsgewicht Sauerſtoff der Baſis 3 Miſchungsgewichte Sauerſtoff der Säure, ſind gelb oder roth und, mit Ausnahme der Alkaliſalze, in Waſſer unlöslich.

Die Chromſäure hat für ſich keine Anwendung, aber viele ihrer Salze werden in der Färbekunſt, Kattundruckerei und Malerei benutzt.

Das Chrom verbindet ſich mit Stickſtoff (Cr_3N_2), Chlor (CrCl, Cr_2Cl_3 und $CrCl_3$, $2Cr_2O_3$), Brom (Cr_2Br_3), Fluor (Cr_2F_3 und CrF_3), Schwefel (Cr_2S_3) und Phosphor (Cr_2P), welche Verbindungen keine techniſche Anwendung haben.

Vanadium

findet ſich in einigen Eiſenerzen und daraus bereitetem Eiſen, namentlich im ſchwediſchen, und als Säure (VO_3) in der Friſchſchlacke derartigen Eiſens und mit Bleioxyd verbunden in dem Rothbleierz von Zimanan, iſt ſtark glänzend, ſilberweiß, ſpröde, leicht pulveriſirbar, nicht ſchmelzbar und nicht magnetiſch; bildet auch ein zweites Oxyd (VO_2), welches amphoterer, d. h. ſo wohl baſiſcher als ſaurer Natur iſt.

Molybdän

findet ſich als Säure (MoO_3) mit Bleioxyd verbunden im Gelbbleierz und als Schwefelmolybdän (MoS_2) im Molybdänglanz oder Waſſerblei, iſt ſilberweiß, ſtark metallglänzend, hart, ſpröde, doch in kleinen Stücken drückbar, von 8,62 ſpecif. Gewicht und ſtrengflüſſig und bildet mit Sauerſtoff außer der Säure noch zwei baſiſche Oxyde (MoO und MoO_2).

Wolfram

findet ſich als Säure (WO_3) theils frei, theils mit einigen Baſen verbunden, namentlich mit Eiſenoxydul und Manganoxydul im Wolframerz, iſt ſtark glänzend, ſtahlgrau, ſehr hart und ſpröde, kaum feilbar und von 17,6 ſpecif. Gewicht und bildet mit Sauerſtoff ein zweites Oxyd (WO_2), welches ſich nicht baſiſch und nur ſchwach ſauer verhält.

Tantal

findet ſich als Säure (Ta_2O_3) mit verſchiedenen Baſen verbunden in einigen ſeltenen Mineralien, wie im Fergusonit, Ytterotantalit, Tantalit und Columbit und als eine niedrigere ſaure Oxydationsſtufe (TaO) mit Eiſenoxydul im Tantalit von Kimito, iſt pulverig, eiſengrau und ſehr ſtrengflüſſig.

Niobium

findet ſich als Säure (Nb_2O_3) in den baierſchen Tantaliten, iſt ſchwarz, pulverförmig, zum Theil wie Zuckerkohle glänzend und zuſammenhängend.

Pelopium

findet ſich als Säure (Pe_2O_3) im Bodenmaiſer Tantalit und einem Ytterotantalit; iſt für ſich noch unbekannt.

Titan

findet ſich als Säure (TiO_2) theils frei als Rutil, Brookit und Anatas und mit Kalk und Eiſenoxyd verbunden als Titanit, Polymignit, Pyrochlor, Ilmenit, Menakit, Iſarin, Titaneiſen, Perowskit, Greenovit, Moſandrit, Euxenit, Aeſchinit und Oerſtedtit, auch als Fluortitan im Warwickit und als Kunſtproduct gediegen zuweilen in Hohöfen in rothen Würfeln kryſtalliſirt, iſt ſtark metallglänzend, ſehr hart, leicht zerreiblich und von 5,3 ſpecif. Gewicht, bildet auch noch zwei Oxyde (TiO und Ti_2O_3), welche indifferenter Natur ſind.

---

2. Zinn.

Stannum. Sn. = 58,92 oder 735,296.

Das Zinn kommt nur ſelten geſchwefelt mit andern Schwefelmetallen, häufiger als Oxyd im Zinnſtein vor, aus welchem es durch Pochen, Schlemmen,

Röſten und Schmelzen mit Kohle in Schacht- oder Flammöfen gewonnen wird.[43])

Das Zinn iſt faſt ſilberweiß, ſehr glänzend, ſchab-, ſchneid-, ſtreck- und hämmerbar, von 7,285 bis 7,3 ſpecif. Gewicht und hackigem Bruch und ſo wohl im pyramidalen als teſſeralen Syſtem kryſtalliſirbar, knirſcht (ſchreit) beim Biegen und entwickelt dabei, wie beim Reiben mit der Hand, einen eigenthümlichen, widrigen Geruch, verurſacht auf der Zunge einen unangenehmen Geſchmack, ſchmilzt bei 228° und iſt erſt bei der ſtrengſten Weißglühhitze flüchtig.

Das Zinn wird häufig zur Verfertigung von Hausgeſchirren für den Küchen- und Tiſchgebrauch u. ſ. w., Keſſeln, Deſtillir- und Kühlapparaten, Röhren, Hähnen u. ſ. w. benutzt, zu welchen Zwecken immer das reinſte Zinn verwendet werden ſoll, aber gewöhnlich mit Blei oder Eiſen, ſeltener mit Antimon vermiſcht wird, wodurch ſein Gebrauch ſo wohl für die Geſundheit nachtheilige Folgen haben (indem aus gemiſchten Metallen durch ſäuerliche Subſtanzen leichter das eine oder andere Metall gelöſt wird), als auch für Farbflotten nicht bezweckte Farbennüancen verurſachen kann. Es dient ferner zum Verzinnen des Eiſenbleches (wird das verzinnte Weißblech bis zum Schmelzen des Zinnes erhitzt, dann ſchnell abgekühlt und hierauf in verdünntes Königswaſſer getaucht, ſo erſcheinen auf der Oberfläche kryſtalliniſche Figuren, ſogenannter Metallatlas oder Moiree), kupferner Gefäße und verſchiedener Metallgeräthſchaften, zur Anfertigung verſchiedener Metallegirungen, zur Verfertigung des Nürnberger Silberpapiers u. ſ. w.

Das Zinn wird an der Luft faſt gar nicht verändert, wenn keine erhöhte Temperatur einwirkt; wird es aber längere Zeit an der Luft in der Schmelzhitze erhalten, ſo verwandelt es ſich in

Zinnoxydul,

wobei 58,92 Theile Zinn 8 Gewichtstheile Sauerſtoff aufnehmen, das Zinnoxydul alſo aus gleichen Miſchungsgewichten Zinn und Sauerſtoff beſteht und durch SnO (=66,92) bezeichnet wird. Man gewinnt es rein durch Zerſetzung Zinnchlorürs mit einem Alkali.[44])

Das Zinnoxydul ist schwarzgrau oder olivenfarbig, bildet auch glänzende, schwarze, harte, bei 200° decrepitirende Krystalle, ist luftbeständig, verglimmt beim Erhitzen und verwandelt sich in Oxyd, und bildet mit Wasser ein weißes Hydrat, welches in ätzenden Alkalien löslich ist und beim Kochen mit Wasser sein Hydratwasser verliert.

Die Zinnoxydulsalze sind meist farblos und von höchst widerlichem metallischem Geschmack, röthen Lackmus, zersetzen sich bei der Erhitzung an der Luft und zerfallen zum Theil durch Wasser in lösliche saure und unlösliche basische Salze; ihre Lösungen geben mit Schwefelammonium einen schwarzbraunen und mit Alkalien einen weißen, in Ueberschuß löslichen und mit Goldlösung einen purpurfarbenen Niederschlag und bei der Berührung mit Zink metallisches Zinn in weißgrauen Blättchen. Vor dem Löthrohr mit Soda im Reductionsfeuer erhitzt geben sie ein Zinnkorn.

Das Zinnoxydul wird zur Reduction des Indigos beim topischen Blau und für die Darstellung von ächtem Chromgrün in der Färberei, ferner in seiner alkalischen Lösung zum Schilder- oder Kastenblau und zur Darstellung mancher Pflanzenlacke benutzt.

Salpetersaures Zinnoxydul

ist nur in der Lösung bekannt und diente als solche in der früheren Zeit als Beitzmittel beim Scharlachfärben mit Cochenille.

Schwefelsaures Zinnoxydul

bildet farblose, zarte, nadelförmige Krystalle, ist leicht in Wasser löslich und dient mit Zinnchlorür vermischt in der Färberei und Kattundruckerei.

Wird das Zinnoxydul längere Zeit und bei höherer Temperatur an der Luft erhitzt, so nimmt es noch so viel Sauerstoff auf, als es bereits enthält, und verwandelt sich in

Zinnoxyd oder Zinnsäure,

welches aus 1 Mischungsgew. Zinn und 2 Mischungsgew. Sauerstoff besteht und durch SnO_2 (=74,92) ausgedrückt wird. Dieses bildet sich auch bei der Einwirkung von Salpetersäure auf Zinn und findet sich natürlich als Zinnstein in bräunlichen durchscheinenden Octaedern krystallisirt.

Das künſtlich bereitete Zinnoxyd iſt pulverig, gelblich- oder grünlichweiß, beim Glühen gelb, von 6,9 ſpecif. Gewicht und unſchmelzbar, und bildet mit Waſſer zwei Hydrate, nämlich SnO_2, HO, welches ſich bei der Einwirkung wäßriger Salpeterſäure auf Zinn bildet, weiß und pulverig iſt, nicht Lackmus röthet und nicht in Salpeterſäure, Salzſäure und Schwefelſäure löslich iſt, aber von dieſen Säuren etwas aufnimmt, und SnO_2, 2HO, welches durch Fällung des Zinnchlorürs mit kohlenſaurem Kali erhalten wird und weiß, gallertartig, nach dem Trocknen ſeidenglänzend iſt, Lackmus röthet und ſich in verdünnter Schwefelſäure und Salzſäure, auch in kalter Salpeterſäure löſt, aus dieſer aber beim Erwärmen in gallertartiger Form wieder abſcheidet.

Die Zinnoxydſalze ſind farblos oder gelblich, zum Theil in Waſſer löslich und dann von ſaurer Reaction und ſaurem, metalliſchem, ſtyptiſchem Geſchmack; ſie werden meiſt in der Hitze zerſetzt; die Löſungen geben, mit Zink in Berührung geſetzt, metalliſches Zinn, mit Alkalien einen weißen, etwas im Fällungsmittel löslichen, und mit Schwefelwaſſerſtoff einen gelben, in reinen kohlenſauren und geſchwefelten Alkalien löslichen Niederſchlag.

Die zinnſauren Salze enthalten auf 1 Miſchungsgewicht Baſis 1 oder 3 Miſchungsgewichte Säure, im letzteren Falle mit weſentlichem Waſſer, und geben beim Glühen indifferentes Oxyd und freie Baſis; Säuren ſcheiden aus ihnen Zinnſäure ab.

Das Zinnoxyd wird als Zinnaſche zum Poliren von Glas, Kryſtall und harten Steinen, zur Darſtellung des Emails, in der Glasmalerei und zur Glaſur benutzt, mit wenig (etwa 2%) Chromoxyd giebt es eine ſchöne Lilafarbe auf Porzellan, die auch als Waſſer- und Oelfarbe benutzt wird. In der Färberei und Kattundruckerei iſt es eine unentbehrliche Baſis zur Haltbarmachung der Pigmente auf den Zeugen. Zinnſaures Kali verzinnt ſehr ſchön Kupfer.

Wird Zinn mit Chlorwaſſerſtoffgas in Berührung gebracht und ſchwach erwärmt, ſo bildet ſich unter Abſcheidung von Waſſerſtoffgas

Zinnchlorür,

welches auf 58,92 Th. Zinn 35,4 Th. Chlor enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten Zinn und Chlor beſteht und durch SnCl ausgedrückt wird; dieſes erhält man waſſerhaltig durch Löſen des Zinns in Salzſäure.[45])

Das Zinnchlorür iſt feſt, grau, glänzend, durchſcheinend, von glaſigem Bruch, vor der Rothglühhitze ſchmelzbar und dabei flüchtig; es kryſtalliſirt als Hydrat (SnCl, HO) in weißen, rhombiſchen Säulen, die an der Luft zerfließen und ſich leicht in Waſſer löſen; die Löſung röthet Lackmus und zerfällt durch viel Waſſer in Zinnoxychlorürhydrat und Salzſäure, welche Zerſetzung durch Zuſatz von Salmiak, Weinſtein oder etwas Salzſäure verhindert werden kann; die Löſung abſorbirt aus der Luft Sauerſtoffgas und trübt ſich durch abſcheidendes Zinnoxyd; überhaupt entzieht das Zinnchlorür vielen Oxyden den Sauerſtoff und wird deßhalb häufig als reducirendes Mittel benutzt.

Das Zinnchlorür wird in der Färberei als Beizmittel, zur Bereitung des Oxyduls, in der Seidenfärberei zur Darſtellung des feinen Ponceau aus Cochenille, in der Kattundruckerei zum Ausſchärfen der Farben u. ſ. w. benutzt.

Wird Zinnfeile in erwärmtes Chlorgas gebracht, ſo verbinden ſich beide unter Lichtentwicklung zu

Zinnchlorid,

in welchem 58,92 Th. Zinn mit 70,9 Th. Chlor verbunden ſind, es alſo aus 1 Miſchungsgewicht Zinn und 2 Miſchungsgewichten Chlor beſteht und durch $SnCl_2$ bezeichnet wird. Waſſerhaltig gewinnt man es durch Löſen von Zinn in Königswaſſer oder durch Einwirkung von Chlor auf Zinnchlorürlöſung.[46])

Das waſſerfreie Zinnchlorid iſt tropfbar-flüſſig, farblos und von 2,25 ſpecif. Gewicht, ſehr flüchtig, kocht aber erſt bei 120°, bildet an der Luft durch Anziehung von Feuchtigkeit dicke weiße Dämpfe, wirkt in hohem Grade ätzend, löſt unter Bildung von Chlorür Zinn auf und bildet mit Waſſer ein Hydrat, das farbloſe nadelförmige Kryſtalle darſtellt, an der Luft zerfließt, Lackmus röthet, ſich leicht in Waſſer löſt und durch viel Waſſer in Zinnoxychlorid und Salzſäure zerſetzt wird.

Das Zinnchlorid iſt ein Beſtandtheil der zum Scharlachfärben dienenden Zinncompoſitionen und wird auch in der Kattundruckerei benutzt.

Wird Zinn zu wiederholten Malen mit Schwefel zuſammengeſchmolzen und geglüht, ſo verbinden ſie ſich unter Erglühung zu

Zinnſulphür,

welches aus 58,92 Th. Zinn und 16 Th. Schwefel, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten Zinn und Schwefel beſteht und durch SnS bezeichnet wird. Dieſe Verbindung findet ſich auch mit Schwefelkupfer als Zinnkies.

Das Zinnſulphür iſt ſtrahlig-kryſtalliniſch, blaugrau, metallglänzend, von 5,267 ſpecif. Gewicht und höherem Schmelzpunkt als Zinn, wird nur beim Erhitzen an der Luft oxydirt und löſt ſich in Salzſäure unter Schwefelwaſſerſtoffentwicklung. Hat keine Anwendung.

Wird Zinnoxyd mit Schwefel erhitzt, ſo bildet ſich neben ſchwefeliger Säure

Zinnſulphid,

welches auf 58,92 Th. Zinn 32 Th. Schwefel enthält, alſo aus 1 Miſchungsgewicht Zinn und 2 Miſchungsgewichten Schwefel beſteht und durch SnS_2 ausgedrückt wird. Dieſe Verbindung, welche als Muſivgold oder Malergold bekannt iſt, wird nach verſchiedenen Methoden bereitet.[47])

Das Zinnſulphid ſtellt gelbe, voluminöſe, glaſige Maſſen oder goldglänzende Blättchen dar, iſt von 4,415 ſpecif. Gewicht, geruch- und geſchmacklos, entläßt in der Hitze die Hälfte Schwefel und löſt ſich nur in Königswaſſer, ätzenden Alkalien und Schwefellebern.

Man benutzt das Muſivgold zum Bronciren von Gypsfiguren u. ſ. w., zur falſchen Vergoldung von Kupfer und Meſſing, des Papieres, der Pappe, des Holzes, zur Lackvergoldung u. ſ. w.

Das Zinn bildet mit dem Sauerſtoff, Chlor und Schwefel Verbindungen, welche zwiſchen deren niedern und höhern Verbindungsſtufen liegen.

Wirkliche chemiſche Verbindungen des Zinns mit Arſen und Antimon, die ſtöchiometriſch zuſammengeſetzt ſind, haben keine Anwendung. Jedoch iſt bei der Löſung des Zinns in Salzſäure zu berückſichtigen, daß dieſes oft arſenhaltig iſt und dann auch Arſenwaſſerſtoffgas entwickelt, was für den Arbeiter ſehr gefährlich werden kann. Eine Verbindung von Zinn mit 9% Antimon giebt ein ſehr weißes, ziemlich hartes, an der Luft nicht anlaufendes Gemiſch, welches zu Leuchtern, Knöpfen und ähnlichen Gegenſtänden ſehr brauchbar iſt.

---

3. Gold.

Aurum. Au = 196,965 oder 2458,33.

Das Gold, das edelſte und koſtbarſte der edlen Metalle, kommt ſtets gediegen und zuweilen mit Silber und einigen andern Metallen verbunden im ſüdlichen und nordweſtlichen Amerika (Chili und Californien) und am Ural in kleinen Körnern im Sand der Flüſſe, im Schuttland und eingeſprengt in ältern und neuern Gebirgsformationen vor. Es wird theils durch Schlemmen theils durch Amalgamation von der begleitenden Gebirgsart geſchieden und dann auf verſchiedene Arten gereinigt.[48])

Das Gold iſt im reinen Zuſtande hochgelb, ſehr glänzend, von 19,4 — 19,6 ſpecif. Gewicht, weicher als Silber und von ſolcher Geſchmeidigkeit, daß ſich ein Gran ($^1/_{240}$ Loth) Gold zu einem 500 Fuß langen Draht ausziehen und zu einem Blatt von 57 Quadratzoll Oberfläche ausſchlagen läßt, iſt als ſogenanntes Blattgold mit meergrüner Farbe durchſichtig, ſchmilzt in der Weißglühhitze, wird dabei meergrün und verflüchtigt ſich nur wenig vor dem Knallgasgebläſe oder zwiſchen den Polen einer mächtigen galvaniſchen Batterie.

Das Gold dient im Handel ausgemünzt oder in Barren als allgemeines Tauſchmittel; es wird außerdem zu verſchiedenen Geräthſchaften und Gegenſtänden der Zierde und des Luxus und zum Vergolden anderer Metalle benutzt, zu welchen Zwecken man aber das Gold wegen ſeiner Weichheit meiſt mit Silber oder Kupfer vermiſcht, was das Karatiren heißt, wobei reines oder ſogenanntes feines Gold als 24karätiges Gold, ſolches aus 23, 22, 21 u. ſ. w.

Th. feinem Gold und 1, 2, 3 u. ſ. w. Th. anderem Metall 23-, 22-, 21- u. ſ. w. karätiges Gold genannt wird. Die Karatirung wird entweder mit Silber, wo man die weiße Karatirung, oder mit Kupfer, wo man die rothe Karatirung, oder mit Silber und Kupfer zugleich ausgeführt, wo man die gemiſchte Karatirung erhält. Reines Gold wird zur Verfertigung der Goldblättchen und chemiſch-pharmaceutiſcher Präparate, zum Vergolden des Glaſes, der Porzellan- und irdenen Waaren und zum Plattiren von Kupfer und Silber verwendet.

Das Gold läßt ſich nicht unmittelbar, ſondern auf dem Wege der doppelten Wahlverwandtſchaft mit Sauerſtoff verbinden, wenn man z. B. Goldchlorid mit Magneſia behandelt, wobei ſich Chlormagneſium und

Goldoxyd oder Goldſäure

bilden. Dieſes enthält auf 196,665 Th. Gold 24 Th. Sauerſtoff und beſteht demnach aus 1 Miſchungsgewicht Gold und 3 Miſchungsgewichten Sauerſtoff, wird durch AuO_3 (= 220,96) ausgedrückt.

Das Goldoxyd iſt dunkelbraunſchwarz, als Hydrat röthlichgelb und wird langſam am Tageslicht, raſcher in den Sonnenſtrahlen, ſchnell in der Wärme zerſetzt; es löſt ſich zwar in Salpeterſäure und Schwefelſäure, hat aber faſt gar keine baſiſchen Eigenſchaften und wird aus dieſen Löſungen ſchon durch Verdünnen mit Waſſer wieder abgeſchieden, vertritt aber die Stelle einer Säure und kann ſich namentlich mit den Alkalien zu faſt farbloſen goldſauren Salzen verbinden. Wird Goldoxydhydrat mit einer weingeiſtigen Kalilöſung digerirt, ſo ſcheidet ſich äußerſt fein zertheiltes Gold, wie Muſchelgold ausſehend, aus.

Das aus Goldchlorür durch Kali abzuſcheidende Goldoxydul (AuO) iſt pulverig, grün und leicht zerſetzbar und hat, wie die Goldſäure, keine techniſche Anwendung.

Eine Verbindung der Goldſäure mit Ammoniak iſt als Knallgold ($2H_3N, AuO_3, Aq.$) bekannt und wird bei der Digeſtion des Goldchlorides mit

Kali und Ammoniak gebildet; es explodirt sehr heftig beim Reiben, Stoßen oder Erhitzen und wird mitunter bei der Vergoldung des Porzellans benutzt.

Das Gold verbindet sich mit dem Chlor unmittelbar; wird Gold in höchst fein zertheiltem Zustande in Chlorwasser gebracht, oder in derberen Massen mit Königswasser behandelt, so entsteht

Goldchlorid.

Dieses enthält auf 196,665 Th. Gold 106,3 Th. Chlor, besteht demnach aus 1 Mischungsgewicht Gold und 3 Mischungsgewichten Chlor und wird durch $AuCl_3$ bezeichnet. Es wird durch Lösen des Goldes in Königswasser und Verdunsten der Lösung zur Krystallisation in Verbindung mit Salzsäure, durch Erhitzen bis zur beginnenden Chlorentwicklung aber rein erhalten.

Das reine Goldchlorid stellt eine dunkelrubinrothe, krystallinische Masse, die Verbindung mit Salzsäure hellgelbe, vierseitige Säulen oder abgestumpfte Octaëder dar; beide Verbindungen zerfließen leicht an der Luft, besitzen einen sehr scharfen, widrigen, zusammenziehenden Geschmack, wirken giftig und lösen sich leicht in Wasser, Weingeist und Aether; die Lösungen röthen Lackmus, färben Haut, Haare und dergl. dauernd purpurroth und werden mit Ausnahme der wäßrigen, schnell durch das Sonnenlicht unter Abscheidung von metallischem Gold zersetzt.

Das Goldchlorid wird zur Darstellung mehrerer Goldpräparate und des reinen Goldes, ferner zur Bildung des Goldpurpurs, des Rubinglases und zum Vergolden der Metalle benutzt, indem man entweder die sehr verdünnte, wenig salzsäurehaltige Lösung auf galvanischem Wege auf Metalle, wie Silber, Kupfer, Messing, Argentan u. s. w. präcipitiren läßt oder die Lösung des Chlorides in Aether auf die Metalle, namentlich auf Stahl und daraus verfertigte Geräthschaften trägt.

Das Goldchlorid verbindet sich mit den Chloralkalimetallen zu krystallisirbaren und löslichen Chlorsalzen. Die Lösungen dieser wie die des reinen Chlorides in Wasser geben mit Schwefelwasserstoff einen schwarzen, in Schwefel-

ammonium löslichen, und mit Zinnchlorür einen purpurfarbenen Niederschlag oder Färbung und werden durch Eisenvitriol oder durch Erhitzen mit Oxalsäure metallisch gefällt.

Bei der trocknen Erhitzung entläßt das Goldchlorid Chlor und verwandelt sich in Goldchlorür (AuCl), welches gelblichweiß ist, beim Lösen in Wasser in Gold und Goldchlorid zerfällt und beim starken Erhitzen alles Chlor entläßt.

Die Verbindungen des Goldes mit den übrigen nichtmetallischen Stoffen sind nur von wissenschaftlichem Interesse.

Unter den abgehandelten Metallen ist nur die Verbindung des Goldes mit Zinn von technischem Interesse (s. unten Goldpurpur). Gold mit $^1/_{12}$ Zinn verschmolzen ist blaßgelb, nur wenig streckbar und von feinkörnigem Bruch, macht das Gold für die Verarbeitung untauglich und läßt sich überhaupt nur schwierig trennen.

Wird eine verdünnte Goldlösung mit einer verdünnten Zinnchlorürlösung vermischt, so scheidet sich nach kürzerer oder längerer Zeit ein purpurrothes oder schmutzigbraunes Pulver, Goldpurpur benannt, aus, das als Ganzes $AuSn_2O_4$ ist und als eine Verbindung von Zinnsesquioxydul mit Goldoxydul (AuO, Sn_2O_3) betrachtet werden kann. Der Goldpurpur wird auf verschiedene Weise bereitet[49], ist in verdünnten Säuren und Alkalien nicht, in Ammoniak mit Purpurfarbe löslich und dient zum Rothfärben des Glases und in der Porzellanmalerei.

Osmium

findet sich stets mit Iridium legirt, ist weniger glänzend als Platin, bläulichweiß, von 10,0 specif. Gewicht, im Ofenfeuer nicht schmelzbar und verwandelt sich beim Erhitzen an der Luft in Osmiumsäure (OsO_4), bildet aber noch drei niedrigere Oxydationsstufen (OsO, Os_2O_3 und OsO_2) und mit Chlor vier Verbindungen, von denen die drei ersten den ersten Oxydationsstufen entsprechen, die vierte aber $OsCl_3$ ist und nur in Verbindung mit Salmiak besteht.

Ruthenium

findet ſich in den Rückſtänden von der Behandlung des Platinerzes mit Königswaſſer, iſt weißgrau, metallglänzend und leichter als Iridium; verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu Sesquioxydul (Ru_2O_3), beim Glühen mit Salpeter zu einer Säure (RuO_3), bildet auch noch ein Oxydul (RuO) und ein Oxyd (RuO_2) und drei Chloride (= RuCl, Ru_2Cl_3 und $RuCl_2$).

Iridium

findet ſich theils mit Platin und andern Metallen, theils nur mit Osmium legirt in den Platinerzen vor, iſt grau, pulverig und von 15,68 ſpecif. Gewicht oder nach dem Zuſammenſchmelzen im Deflagrator weiß, glänzend und von 18,68 ſpecif. Gewicht, verändert ſich nicht beim Erhitzen an der Luft und bildet mit Sauerſtoff und Chlor vier entſprechend zuſammengeſetzte Verbindungen (IrO, Ir_2O_3, IrO_2 und IrO_3 und IrCl, Ir_2Cl_3, $IrCl_2$ und $IrCl_3$), von denen die drei erſten Oxydationsſtufen baſiſcher Natur ſind. Iſt zu verſuchen, techniſch zu verwenden und läßt ſich ſtatt des Platinſchwammes in den Waſſerſtofffeuerzeugen benutzen.

Rhodium

findet ſich mit Platin und andern Metallen legirt in den Platinerzen, iſt ſilberweiß, metallglänzend, ſpröde, von 11,0 ſpecif. Gewicht und für ſich in allen Säuren unlöslich, läßt ſich nur als ſehr feines Pulver beim Erhitzen an der Luft oxydiren und hat zwei Oxyde (RO und R_2O_3), welche baſiſcher Natur ſind. Soll den Stahl ſehr verbeſſern.

---

4. Platin.

Platinum. Pt. = 98,841 oder 1233,499.

Das Platin findet ſich nur gediegen und ſtets mit Osmium, Ruthenium, Iridium, Rhodium und Palladium, welche deßhalb auch die Platin-Begleiter benannt werden, ferner mit Gold, Silber, Kupfer und Eiſen legirt in den Platinerzen, welche ſich in Südamerika, häufiger am Ural und auch in ſehr geringer Menge in der Schweiz und im Rheinſand finden. Es wird auf naſſem Wege abgeſchieden und gereinigt.[50])

Das Platin iſt im cohärenten Zuſtand von ſtahlgrauer bis ſilberweißer Farbe, ſehr glänzend, weicher als Silber, von 21,4 bis 21,7 ſpecif. Gewicht, und vor dem Knallgasgebläſe und dem Deflagrator, aber nicht in gewöhnlichem Ofenfeuer ſchmelzbar, erweicht aber darin und läßt ſich dann ſchweißen; das ſchwammige Platin iſt eine locker zuſammenhängende, mattgraue Maſſe und der Platinmohr bildet ein ſchwarzes, eine große Menge von Sauerſtoffgas mechaniſch abſorbirt enthaltendes Pulver. In beiden letzteren Formen hat das Platin die Eigenſchaft, mehrere chemiſche Verbindungen zwiſchen elaſtiſchen oder dampfförmigen Körpern, z. B. die von Sauerſtoff mit Waſſerſtoff zu Waſſer, mit ſchwefeliger Säure zu Schwefelſäure, mit Weingeiſtdampf zu Eſſigſäure und Waſſer zu Stande zu bringen, und mehrere Umſetzungen, wie die des Stickſtoffoxydgaſes und Waſſerſtoffes in Ammoniak und Waſſer, und Zerſetzungen hervorzubringen, ohne dabei etwas aufzunehmen oder abzugeben.

Das Platin wird in Rußland und Braſilien zu Münzen ausgeprägt und iſt wegen ſeiner Unveränderlichkeit im Feuer, wegen ſeiner Schmiedbarkeit und Geſchmeidigkeit und insbeſonders wegen ſeiner Unlöslichkeit in den einfachen Säuren das ſchätzenswertheſte Metall und wird zu verſchiedenen chemiſchen, phyſikaliſchen und techniſchen Apparaten und Inſtrumenten, ſowie auch zu Zündlöchern für Gewehre und zu manchen Schmuckſachen, z. B. Tabacksdoſen, zum Auslegen, die Legirung mit Kupfer zu Spiegeln für Telescope verarbeitet; auch benutzt man es zum Verplatiniren des Glaſes und Porzellans, indem man es entweder als Schwamm einbrennt und dann polirt oder die Löſung des Chlorürs in Weingeiſt auf den Gefäßen ausbreitet und eintrocknet, dann aber dieſe bis zum Glühen erhitzt. Das Platinblech dient jetzt auch häufig bei der galvaniſchen Kette als electronegatives Glied; das ſchwammige Platin dient zur Entzündung des Waſſerſtoffgaſes in den Döbereiner'ſchen Feuerzeugen und bei der Schwefelſäureſabrikation aus ſchwefeliger Säure und atmoſphäriſcher Luft ohne Mithülfe von Stickſtoffoxydgas. Der Platinmohr wird zur Fabrikation von Eſſigſäure benutzt.

Das Platin wird an der Luft bei keiner Temperatur, wohl aber beim Glühen mit reinen und salpetersauren Alkalien oxydirt (weßhalb man in Platingefäßen dergleichen nicht schmelzen darf) und verwandelt sich in

Platinoxyd oder Platinsäure.

welches auf 98,84 Th. Platin 16 Th. Sauerstoff enthält, demnach aus 1 Mischungsgewicht Platin und 2 Mischungsgewichten Sauerstoff besteht und durch PtO_2 (=114,84) bezeichnet wird. Man erhält es rein durch Zersetzung des salpetersauren Platinoxydes mit dem Aequivalent Aetznatron.

Das Platinoxyd ist frisch gefällt ein Hydrat und von heller Rostfarbe, wird aber bei gelinder Erwärmung unter Verlust von Wasser schwarzbraun, zersetzt sich leicht in höherer Temperatur und hat nur eine geringe Verwandtschaft zu den Säuren, mit ihnen gelbe oder rothe Platinoxydsalze bildend, aber eine größere zu den Alkalien und alkalischen Erden, damit unlösliche platinsaure Salze gebend.

Ein basisches Platinoxydul (PtO) wird durch Zersetzung des Platinchlorürs mit Aetzkali als ein schwarzes Hydrat erhalten und verpufft leicht beim Erhitzen mit brennbaren Körpern; seine Salze sind bräunlichgrün und unterscheiden sich insbesonders dadurch von den Platinoxydsalzen, daß sie nicht von Chlorkalium oder Chlorammonium gefällt werden.

Wird das Platin mit Königswasser digerirt, so löst es sich langsam auf und verwandelt sich in

Platinchlorid.

Dieses enthält auf 98,84 Th. Platin 70,9 Th. Chlor, besteht also aus 1 Mischungsgewicht Platin und 2 Mischungsgewichten Chlor und wird durch $PtCl_2$ bezeichnet.

Das Platinchlorid bildet eine rothe, nach dem Austrocknen schwarzbraune Salzmasse, löst sich leicht in Wasser, Weingeist und Aether, röthet Lackmus, hat einen widrigen, scharfen, metallischen Geschmack, wirkt giftig und färbt Haut und Nägel purpurroth.

Das Platinchlorid wird zur Gewinnung des reinen Platins und der Platinpräparate, zur Verplatinirung auf galvaniſchem Wege und als Reagens und Fällungsmittel für Kali- und Ammoniakſalze benutzt.

Das Platinchlorid bildet mit den Chloralkalimetallen Doppelſalze, welche mit Ausnahme der Natriumverbindung in Waſſer und Weingeiſt ſehr ſchwer löslich ſind und beim Glühen entweder, wie die Ammoniumverbindung, reines Platin oder, wie die übrigen Verbindungen, dieſes und ein Chloralkalimetall hinterlaſſen. Man benutzt deßhalb Chlorammonium und Chlorkalium zur Erkennung und quantitativen Beſtimmung des Platins.

Wird das Platinchlorid bis vor dem Glühen erhitzt, ſo entläßt es die Hälfte Chlor und verwandelt ſich in Platinchlorür (PtCl), welches in Waſſer unlöslich iſt und in der Glühhitze alles Chlor entläßt. Wird das Platinchlorid zu wiederholten Malen mit reinem Weingeiſt eingedampft, bis eine Probe nicht mehr durch Salmiak gefällt wird, ſo entſteht ebenfalls Platinchlorür, welches mit einem Zerſetzungsproducte des Weingeiſtes verbunden iſt und in ſeiner weingeiſtigen Löſung die Eigenſchaft hat, auf Glas oder Porzellan getragen, eingetrocknet und geglüht das Platin mit ſpiegelglänzender Oberfläche und feſt anhaftend zurückzulaſſen, weßhalb dieſe Löſung für ſolche Zwecke benutzt wird.

Die Verbindungen des Platins mit den übrigen nicht metalliſchen Stoffen haben nur wiſſenſchaftliches, folgende aber für den experimentirenden und techniſchen Chemiker inſofern Intereſſe, als ihre Entſtehung für den Gebrauch der Platingefäße nachtheilig iſt und dieſe ſogar zerſtören kann.

Kohlenſtoffplatin

entſteht beim Glühen des Platins mit Kohle im Eſſenfeuer; auch der an Platingefäßen durch die Flamme der Weingeiſtlampe bei nicht hinreichendem Luftzutritt entſtehende Ruß iſt platinhaltig.

Phosphorplatin

bildet ſich unmittelbar bei der Berührung des Phosphors mit glühendem Platin und iſt ſehr leichtflüſſig; es entſteht auch, wenn in Platingefäßen ſchmelzende Phosphorſäure mit Kohle in Berührung kommt und durchlöchert die Gefäße.

Borplatin

entſteht beim Glühen des Boraxes mit Kohle in Platingefäßen, wodurch dieſe oberflächlich angegriffen werden.

Kieſelplatin

entſteht beim Weißglühen des Platins zwiſchen Kohle, indem durch die Einwirkung des letztern auf die Aſche unter Gegenwart von Platin die in dieſer enthaltene Kieſelſäure desoxydirt wird und der Kieſel mit dem Platin in Verbindung tritt, wodurch dieſes nach dem Gebrauch durch mehrere Jahre ſpröde wird und Riſſe bekommt.

Auch dürfen in Platingefäßen nicht Miſchungen behandelt werden, welche Chlor, Brom oder Jod entwickeln, auch keine ätzenden und ſalpeterſauren Alkalien, Schwefelalkalimetalle oder Gemenge von ſchwefelſauren Salzen und Kohle darin geglüht werden, weil dadurch die Affinität des Platins zum Sauerſtoff oder Schwefel hervorgerufen wird, ferner keine Metalloxyde mit Kohle darin bis zum Glühen oder auch verſchiedene Oxyde, wie die des Blei's, Wismuths, Kupfers, Kobalts, Nickels und Antimons, für ſich nicht bis zum Weißglühen darin gebracht werden, weil in beiden Fällen Legirungen entſtehen und dadurch Platingefäße nicht mehr allen Säuren widerſtehen.

Arſenplatin

bildet ſich beim Erhitzen des ſchwammigen Platins mit überſchüſſigem Arſen, iſt leichtflüſſig und wurde deßhalb und weil es beim Erhitzen an der Luft allmälig das Arſen verliert, zur Verfertigung von Platingefäßen benutzt.

Die Legirungen des Platins mit den abgehandelten Metallen haben kein techniſches Intereſſe.

Palladium

findet ſich gediegen und rein im braſilianiſchen Platinerz und am Harz, ferner mit den Platinmetallen im amerikaniſchen und ruſſiſchen Platinerz, mit Gold in Braſilien und mit Gold und Silber in Südamerika, iſt dem Silber ſehr ähnlich, von 11,3 bis 11,8 ſpecif. Gewicht, ſchweißbar und äußerſt ſtrengflüſ-

ſig, verbrennt im Knallgasgebläſe mit lebhaftem rothem Funkenſprühen zu Oxydul (PdO) und bildet auch ein höheres Oxyd (PdO_2); beide Oxyde ſind baſiſch; auch verbindet es ſich mit Chlor (PdCl und $PdCl_2$). Das Palladium iſt ſtatt des Silbers bei Meßinſtrumenten für den Seedienſt angewendet worden, weil es nicht, wie das Silber, durch die Seeluft anläuft. Stahl wird durch 1 Procent Palladium für ſolche Inſtrumente brauchbar gemacht, welche auf der Schneide vollkommen glatt ſein müſſen. Eine Legirung von 24 Th. Palladium, 44 Th. Silber, 72 Th. Gold und 92 Th. Kupfer iſt ganz vorzüglich für Zapfenlager in feine Uhren und Chronometer gefunden worden. Die natürlich vorkommende Legirung mit Gold und Silber iſt als Oro pudre oder faules Gold bekannt und nicht gut auf Gold zu verarbeiten.

---

5. Silber.

Argentum. Ag = 108,0 oder 1350,0.

Das Silber findet ſich ſehr häufig, wenn auch nicht immer in großen Mengen und zwar, aber ſelten, gediegen oder mit Chlor verbunden, am häufigſten aber geſchwefelt und gewöhnlich mit andern Schwefelmetallen, namentlich mit Schwefelblei verbunden. Es wird aus ſeinen Erzen entweder durch Ausſchmelzen mit Blei und Abtreiben oder durch den Amalgamationsproceß, rein aber nur aus Chlorſilber auf naſſem oder trocknem Wege gewonnen.[51])

Das reine Silber iſt weiß, ſehr glänzend, härter als Gold und weicher als Kupfer, klingend, elaſtiſch, ſehr dehnbar und von 10,5 ſpecif. Gewicht, ſchmilzt bei der Gelbrothglühhitze und iſt im Focus des Hohlſpiegels flüchtig. In der Weißglühhitze abſorbirt es an der Luft Sauerſtoffgas, ohne ſich damit zu verbinden, und entläßt es beim Erkalten unter Spratzen.

Das reine Silber wird zu Blattſilber, für plattirte Waaren, zum Verſilbern, zum chemiſchen und pharmaceutiſchen Gebrauch und zur Darſtellung chemiſcher Geräthſchaften benutzt. Für den Gebrauch zu Münzen und zur Verfertigung verſchiedener Geräthſchaften und Schmuckſachen wird das Silber mit einer Quantität, gewöhnlich mit $^1/_4$ Kupfer vermiſcht, wodurch es härter

wird, ohne ſeine Farbe und den Glanz zu verlieren. Eine feine Mark Silber iſt =16 Loth Feinſilber; eine rauhe oder beſchickte Mark Silber kann verſchiedene Quantitäten Kupfer enthalten und nach der Menge deſſelben, in $^1/_{16}$ ausgedrückt, bezeichnet man 15 Silber mit 1 Kupfer 15löthiges, 14 mit 2 14löthiges, 12 mit 4 12löthiges, 8 mit 8 8löthiges Silber. Für Eß- und Trinkgeſchirre darf kein niedrigeres als 12löthiges Silber angewandt werden, da ſonſt die in den Speiſen und Getränken enthaltenen Pflanzenſäuren auf das Kupfer löſend wirken und dadurch jene Gifte werden können. Die Silberarbeiter ſind allerwärts verflichtet, den Feingehalt des Silbers auf der verfertigten Waare durch die entſprechende Zahlenbezeichnung anzugeben.

Das Silber verbrennt im Sauerſtoff- oder Knallgasgebläſe oder zwiſchen den Polen einer ſtarken galvaniſchen Batterie mit ſmaragdgrünem Licht zu

Silberoxyd,

welches auf 108 Th. Silber 8 Th. Sauerſtoff enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten Silber und Sauerſtoff beſteht und durch AgO (= 116,0) bezeichnet wird. Dieſes bildet ſich auch bei der Einwirkung von Salpeterſäure oder Schwefelſäure auf Silber und wird aus der ſalpeterſauren Silberlöſung durch Fällung mit Aetzkali erhalten.

Das Silberoxyd iſt friſchgefällt dunkelbraun, wird an der Luft unter Verluſt von etwas Sauerſtoff ſchwarz, bräunt feuchtes Curcumäpapier, zerſetzt ſich am Tages-, ſchneller am Sonnenlicht, raſch durch Erhitzung, und bildet mit den Säuren die Silberoxydſalze, welche weiß oder gelblich ſind, am Licht grauviolett oder dunkler werden und zum Theil in Waſſer, zum Theil in Salpeterſäure oder Ammoniak löslich ſind, widrig metalliſch ſchmecken, im neutralen Zuſtand nicht Lackmus röthen, mit Schwefelwaſſerſtoff einen ſchwarzen, mit Blutlaugenſalz einen weißen, mit reinen und kohlenſauren Alkalien einen hellbräunlichen oder weißen, im Ueberſchuß unlöslichen, mit reinem oder kohlenſaurem Ammoniak einen hellbräunlichen oder weißen, im Ueberſchuß löslichen, und mit Salzſäure und löslichen Chlormetallen einen weißen, am Licht ſchnell ſchwarz werdenden, nicht in Salpeterſäure, leicht in Ammoniak löslichen Niederſchlag geben und

durch alle unedlen Metalle und Oxydulſalze reguliniſch gefällt werden. Die wichtigſten Salze ſind:[52])

Salpeterſaures Silberoxyd (AgO,NO_5)

kryſtalliſirt in farbloſen, durchſichtigen, 4- und 6ſeitigen Tafeln, ſchmilzt ſehr leicht, wird bei höherer Temperatur zerſetzt und löſt ſich leicht in Waſſer, ſchwieriger in Weingeiſt. Es wird in Stengelform als ſogenannter Höllenſtein zum Aetzen, ferner zur Bereitung des Chlorſilbers, zum Färben der Haare, zum Zeichnen der Wäſche und als das empfindlichſte Reagens auf Salzſäure und Chlormetalle benutzt, iſt auch als fäulnißwidriges Mittel empfohlen worden, da es in der kleinſten Menge die Fäulniß aufhebt.

Kohlenſaures Silberoxyd (AgO,CO_2)

findet ſich ſehr ſelten im Mineralreich vor und iſt künſtlich dargeſtellt ein weißes Pulver, das zur Bereitung anderer Silberſalze benutzt werden kann.

Schwefelſaures Silberoxyd (AgO,SO_3)

ſchießt in kleinen weißen, nadelförmigen Kryſtallen an, iſt ſchmelzbar, wird bei höherer Temperatur zerſetzt und löſt ſich in 88 Theilen kochendem Waſſer; iſt für die Scheidung des Silbers durch die ſogenannte Affinirung von Wichtigkeit und wird mitunter als Reagens oder Fällungsmittel für Chlor und in der Glasmalerei benutzt.

Phosphorſaures Silberoxyd ($3AgO,PO_5$)

iſt pulverig, hellgelb, in Waſſer wenig löslich und wird in der Glasmalerei zum Gelbfärben des Glaſes und in der Porzellanmalerei benutzt.

Chromſaures Silberoxyd (AgO,CrO_3)

iſt pulverig und purpurroth oder rothbraun, oder kryſtalliſirt und karminroth; in der Kattundruckerei empfohlen.

Das Silberoxyd verbindet ſich auch mit Ammoniak zu einem grauſchwarzen, geruch- und geſchmackloſen Pulver, welches bei dem geringſten Druck, Stoß, Schlag, ſelbſt durch Berührung und Erwärmung ungemein heftig explodirt und deßhalb und nach ſeinem Entdecker Berthollet'ſches Knallſilber benannt worden iſt; es bildet ſich immer, wenn Silberoxyd mit Ammoniak in Berührung kommt.

Das Silber giebt mit dem Sauerſtoff auch ein Oxydul (Ag_2O) und ein Superoxyd (AgO_2), welche beide leicht zerſetzt werden.

Das Silber verbindet ſich mit dem Chlor nur mittelbar, wenn nämlich ein in Waſſer gelöſtes Silberoxydſalz mit Salzſäure oder einem löslichen Chlormetall in Berührung kommt; es bildet ſich dabei

Chlorſilber.

welches auf 108 Th. Silber 35,4.. Chlor enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten Silber und Chlor beſteht und durch AgCl bezeichnet wird.

Das Chlorſilber findet ſich natürlich als Silberhornerz in glänzenden durchſcheinenden Würfeln und Oktaedern oder in derben, perlgrauen Maſſen und bildet friſch gefällt weiße käſige Flocken, wird am Licht grauviolett und beim Schmelzen hornartig durchſcheinend (daher der alte Name Hornſilber), iſt in hoher Temperatur flüchtig und löſt ſich nicht in Waſſer und verdünnter Salzſäure, etwas in concentrirter kochender Salzſäure, leicht in Ammoniak und in concentrirter Kochſalzlöſung.

Das Chlorſilber wird zur Darſtellung des reinen Silbers, zur kalten Verſilberung und bei der Analyſe des Roheiſens benutzt.

Jodſilber (AgI)

bildet ſich bei der Zerſetzung von Silberoxydſalzen mit Jodwaſſerſtoffſäure oder Jodmetallen, iſt gelblich und in Waſſer nicht, in Ammoniakwaſſer ſchwierig löslich; findet ſich auch natürlich und iſt für die Daguerrotypie wichtig.

Mit Schwefel verbindet ſich das Silber beim Erhitzen unmittelbar und unter Feuererſcheinung zu

Schwefelſilber,

welches auf 108 Th. Silber 16 Th. Schwefel enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten beider beſteht und durch AgS ausgedrückt wird. Es bildet ſich auch bei der Fällung eines Silberſalzes mit Schwefelwaſſerſtoff und macht den Ueberzug aus, mit dem ſich ſilberne Gegenſtände in ſolchen Räumen bedecken, worin ſich Schwefelwaſſerſtoff oder ſchwefelige Säure entwickeln.

Das Schwefelſilber findet ſich natürlich als Silberglaserz in dunkelbläulichgrauen, geſchmeidigen und ſchneidbaren Würfeln und Oktaedern kryſtalliſirt;

der künſtliche iſt eine ſchwärzlich-bleigraue Maſſe oder ein braunſchwarzes Pulver oder ein brauner Ueberzug. Das Schwefelſilber findet ſich mit Schwefelarſen und Schwefelantimon im Rothgiltigerz, mit Schwefelantimon im Sprödglaserz, mit Schwefelkupfer im Silberkupfererz, mit Schwefelkupfer, Schwefelarſen und Schwefelantimon im Polybaſit, mit Schwefelkupfer, Schwefeleiſen, Schwefelzinn und Schwefelantimon im Weißgiltigerz u. ſ. w.

Es wird zur Verfertigung des Niello (durch Zuſammenſchmelzen von 2 Th. Silber, 1 Th. Kupfer $^1/_2$ Th. Blei und Schwefel darzuſtellen) für die niellirten Arbeiten, d. h. für die Ausfüllung der Vertiefungen in gravirten oder gepreßten Silbergeräthen, wodurch ſchwarze Zeichnungen auf weißem Grund entſtehen. — Der durch Schwefel entſtandene Ueberzug auf ſilbernen Gegenſtänden läßt ſich durch Scheuern mit Kreide und Branntwein, Ruß und Eſſig, oder manganſaurem Kali und Waſſer entfernen.

Selenſilber (AgSe)

findet ſich mit etwa 6% Selenblei natürlich in ſtark glänzenden, eiſenſchwarzen, dünnen Platten von 8,0 ſpecif. Gewichte und mit Selenkupfer verbunden ($AgSe, Cu_2Se$) im Eukaſrit.

Das Silber kann mit Phosphor theils unmittelbar, theils durch Erhitzen des Silbers mit Phosphorſäure und Kohle oder des phosphorſauren Silberoxyds mit Kohle verbunden werden. Das auf die beiden erſten Arten erhaltene **Phosphorſilber** iſt kryſtalliniſch und ſchneidbar, zerſpringt aber unter dem Hammer.

Arſenſilber

läßt ſich unmittelbar aus ſeinen Beſtandtheilen durch Erhitzen zuſammenſetzen und iſt ſtahlgrau, ſpröde und feinkörnig.

Antimonſilber

findet ſich natürlich in zinnweißen, feinkörnigen, ſpröden, geraden rhombiſchen Säulen.

Von den Legirungen des Silbers mit den abgehandelten Metallen ſind zu erwähnen die mit Gold, weil ſie natürlich vorkommt und die weiße Karatirung der Goldgeräthe ausmacht, die mit Zinn, welche ungemein hart und ſpröde iſt und deßhalb bei Bearbeitung des Silbers alles Zinn ſorgfältig vermieden werden muß, und die mit Platin, welche härter, aber weniger leicht ſchmelzbar und ſtreckbar als reines Silber iſt und auch eine weniger angenehme Farbe hat.

6. Queckſilber.

Hydrargyrium. Hg oder Hy = 100,0 oder 1250,0.

Das Queckſilber findet ſich nur an wenigen Orten, aber dann meiſt in größeren Maſſen theils gediegen, theils mit Schwefel oder, ſeltner, mit Chlor verbunden und wird durch Schlemmen oder Deſtillation, oder durch Erhitzen mit Kalk oder metalliſchem Eiſen, oder durch Röſten gewonnen.[53])

Das reine Queckſilber iſt tropfbarflüſſig, zinnweiß, ſtark glänzend und von 13,5—13,6 ſpecif. Gewichte, erſtarrt bei — 40° zu dehnbaren und weichen Octaëdern, wird durch feine Zertheilung ſchwarzgrau und nicht glänzend, verdunſtet ſchon bei gewöhnlicher Temperatur etwas, und ſiedet bei 360°, wobei es ſich in farbloſe Dämpfe verwandelt.

Das Queckſilber wird vorzugsweiſe zum Amalgamationsproceß der Silbererze und Golderze, zur Bereitung von Amalgamen behufs der Spiegelbelegung, des Vergoldens und Verſilberns, zum Füllen meteorologiſcher Inſtrumente und zur Darſtellung von Zinnober, Knallqueckſilber und anderen chemiſchen und pharmaceutiſchen Präparaten u. ſ. w., ſonſt aber auch noch zum Aufſammeln von Gasarten und zur Vertreibung von Ungeziefer am menſchlichen und thieriſchen Körper benutzt. Die Arbeiter, welche ſich mit Queckſilber beſchäftigen, wie die Spiegelmacher, Vergolder, die Silber- und Goldſcheider, werden leicht durch Speichelfluß, Loſewerden der Zähne, beſtändiges Zittern und ſelbſt durch partielle oder totale Lähmungen beläſtigt, wenn ſie die Arbei-

ten in verſchloſſenen Räumen vornehmen und ſich nicht gegen das Einathmen der Queckſilberdämpfe verwahren.

Das reine Queckſilber verändert ſich nicht durch den Einfluß der atmoſphäriſchen Luft bei gewöhnlicher oder wenig erhöhter Temperatur; wird es aber längere Zeit in der Luft bis auf 300° erhitzt, ſo verwandelt es ſich nach und nach in

Queckſilberoxyd,

welches auf 100 Th. Queckſilber 8 Th. Sauerſtoff enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgew. beider beſteht und durch HgO (=108,0) bezeichnet wird. Dieſes bildet ſich auch beim Erhitzen des Queckſilbers mit überſchüſſiger Salpeterſäure oder Schwefelſäure und wird entweder durch Oxydation des Queckſilbers an der Luft oder durch Zerſetzung des ſalpeterſauren Queckſilberoxydes gewonnen.[54])

Das Queckſilberoxyd iſt ein hellziegelrothes, kryſtalliniſches oder ein ſcharlachrothes, kryſtallglänzendes, körniges Pulver, wird beim Erhitzen vorübergehend ſchwarz und in höherer Temperatur zerſetzt, löſt ſich etwas in Waſſer, färbt Veilchenſaft grün, verpufft mit Schwefel oder Phosphor erhitzt und bildet mit Waſſer ein gelbes Hydrat.

Die Queckſilberoxydſalze ſind im neutralen Zuſtande meiſt farblos und in Waſſer ſchwer löslich, röthen Lackmus, werden durch viel Waſſer in ſaure lösliche und baſiſche unlösliche Salze zerſetzt, zerfallen beim ſtarken Erhitzen und geben in den wäßrigen Löſungen mit wenig Schwefelwaſſerſtoff einen weißen, mit mehr aber einen ſchwarzen, mit Ammoniak einen weißen, mit Kali, einen gelben Niederſchlag und mit den unedlen Metallen oder Zinnchlorür metalliſches Queckſilber von pulveriger Beſchaffenheit.

Salpeterſaures Queckſilberoxyd

nur im baſiſchen Zuſtande kryſtallſirbar, iſt in dem ſogenannten Quickwaſſer für die Feuervergoldung enthalten und dient auch bei der Bereitung des Knallqueckſilbers.

Schwefelſaures Queckſilberoxyd (HgO, SO_3)

iſt eine kryſtalliniſche Salzmaſſe und dient zur Bereitung des Queckſilberchlori-

des; wird es mit viel Waſſer in Berührung gebracht, ſo ſcheidet ſich ein citronengelbes Pulver (Mineralturpeth) ab, welches ſich am Sonnenlichte ſchwärzt und deßhalb nicht als Farbe benutzt werden kann.

Chromſaures Queckſilberoxyd

iſt dunkelviolett, pulverig-kryſtalliniſch, etwas in Waſſer und Säuren löslich und dient ſo wohl für ſich als auch mit dem Oxydulſalz vermengt als Malerfarbe.

Das Queckſilber bildet auf mittelbare Weiſe noch eine niedrigere, baſiſche Oxydationsſtufe; wird nämlich Queckſilberchlorür durch Aetzkali zerſetzt, ſo bildet ſich

Queckſilberoxydul,

welches auf 800 Th. Queckſilber 2 Th. Sauerſtoff enthält, alſo aus 2 Miſchungsgewichten Queckſilber und 1 Miſchungsgewicht Sauerſtoff beſteht und durch Hg_2O (= 208,0) ausgedrückt wird. Dieſes bildet ſich auch bei der Einwirkung von Salpeterſäure auf überſchüſſiges Queckſilber bei gewöhnlicher Temperatur und wird aus der Löſung durch Aetzkali gefällt.

Das Queckſilberoxydul iſt grau-ſchwarz, pulverig und zerfällt am Tageslicht, wie beim Erhitzen auf 100°, in metalliſches Queckſilber und Queckſilberoxyd. Die Queckſilberoxydulſalze ſind meiſt farblos, röthen im gelöſten Zuſtande Lackmus, geben mit Salzſäure einen weißen, mit Alkalien einen ſchwarzen Niederſchlag, zerfallen durch Kochen mit Waſſer in Metall und baſiſche Oxydſalze und verhalten ſich ſonſt wie die Queckſilberoxydſalze.[55])

Salpeterſaures Queckſilberoxydul (Hg_2O, NO_5)

kryſtalliſirt mit Waſſer und dient zur Bereitung verſchiedener Queckſilberſalze, als Beitze für die Haare bei der Hutfabrikation und als Reagens für Salzſäure und lösliche Chlormetalle.

Chromſaures Queckſilberoxydul

iſt mehr oder weniger dunkelpomeranzengelb, nicht im Waſſer, leicht im Salpeterſäure löslich und dient theils entweder für ſich oder mit dem Oxydſalz vermengt als Malerfarbe (Chromroth), theils zur Darſtellung des Chromoxydes.

Stickſtoffqueckſilber (Hg_3N)

bildet ſich bei der Einwirkung von Ammoniakgas auf erwärmtes Queckſilberoxyd und verpufft über 100° erhitzt heftig und mit rothblauer Lichtentwicklung.

Wird Queckſilber mit einer hinreichenden Menge Chlorgas erhitzt, ſo verbindet es ſich damit unter Feuererſcheinung zu

Queckſilberchlorid,

welches auf 100 Th. Queckſilber 35,4 Th. Chlor enthält, deßhalb aus gleichen Miſchungsgewichten beider beſteht und durch HgCl bezeichnet wird. Dieſes bildet ſich auch bei der Einwirkung von Chlormetallen auf Queckſilberoxyd und Oxydul und verſchiedener Salze derſelben und wird meiſt durch Sublimation eines Gemenges von ſchwefelſaurem Queckſilberoxyd und Kochſalz, aber auch nach anderen Vorſchriften gewonnen.[56])

Das Queckſilberchlorid hat im ſublimirten Zuſtande ein rechtwinkliges Octaëder, das auf naſſem Wege kryſtalliſirte eine vierſeitige Säule als Grundform, iſt weiß, durchſcheinend, von 5,42 ſpecif. Gewicht, beim Erhitzen ſchmelzbar und in höherer Temperatur vollſtändig flüchtig, hat keinen Geruch und einen ſehr ſcharfen, metalliſchen Geſchmack, wirkt ätzend und iſt wie die arſenige Säure ſehr giftig, löſt ſich wenig in kaltem, leicht in heißem Waſſer, in Weingeiſt und Aether, und wird in dieſen Löſungen durch die Einwirkung des Sonnenlichtes zum Theil zerſetzt und durch Eiweiß vollſtändig aus denſelben gefällt, weßhalb dieſes auch das beſte Gegengift iſt. Das Queckſilberchlorid verbindet ſich nicht allein mit mehreren Chloriden der electropoſitiven Metalle, ſondern auch mit Queckſilberoxyd.

Das Queckſilberchlorid wird zur Darſtellung verſchiedener pharmaceutiſcher und chemiſcher Präparate, zum Aetzen in Stahl, in der Kattundruckerei und ſonſt auch zur Scheidung des Goldes von Silber verwendet. Auch kann man es gegen Holzſchwamm und trockne Fäule, ſowie gegen läſtige Inſecten benutzen, muß aber dabei ſehr vorſichtig verfahren. Auch iſt es ein äußerſt

wichtiges Heilmittel, doch kann es leicht zu Vergiftungen Veranlaſſung geben, deren Ermittlung Gegenſtand der gerichtlichen Chemie iſt.[57])

Wird das Queckſilberchlorid mit $^3/_4$ ſeines Gewichtes metalliſchem Queckſilber zuſammengerieben und das Gemenge der Sublimation unterworfen, ſo bildet ſich

Queckſilberchlorür,

welches auf 200 Theile Queckſilber 35,4 Th. Chlor enthält, alſo aus 2 Miſchungsgewichten Queckſilber und 1 Miſchungsgewicht Chlor beſteht und durch Hg_2Cl bezeichnet wird. Dieſes findet ſich natürlich als Queckſilberhornerz und bildet ſich auch beim Erhitzen des Queckſilbers mit nicht hinreichendem Chlorgas und bei der Einwirkung von Salzſäure oder einem Chlormetall auf Queckſilberoxydul oder ein Salz deſſelben; es wird gewöhnlich durch Sublimation von Queckſilberchlorid mit Queckſilber dargeſtellt.[58])

Das natürliche Queckſilberchlorür findet ſich in kleinen quadratiſchen Octaedern, das künſtliche ſtellt eine ſtrahlig-kryſtalliniſche, durchſcheinende, diamantglänzende, beim Stoßen im Dunkeln phosphoreſcirende, auf dem Striche ſchwefelgelbe Maſſe oder ein weißes Pulver dar, iſt von 7,7 ſpecif. Gewicht, geruch- und geſchmacklos, und unlöslich in Waſſer, wird am Licht grau und iſt mit theilweiſer Zerſetzung ſublimirbar. In Berührung mit Chloralkalimetallen giebt es metalliſches Queckſilber nnd Queckſilberchlorid-Chloralkalimetalle.

Findet nur als Arzneimittel Anwendung, iſt aber als ſolches von großer Wichtigkeit.

Das Queckſilber verbindet ſich unmittelbar mit Brom und bildet damit, je nach den Gewichtsverhältniſſen beider, entweder Queckſilberbromid ($HgBr$) oder Queckſilberbromür (Hg_2Br), welche beide ſublimirbar ſind und ſich gegen die Löſungsmittel wie die entſprechenden Chlorverbindungen verhalten. Beide werden nur und zwar ſelten als Heilmittel benutzt.

Wird Queckſilber mit der hinreichenden Menge Jod und etwas Waſſer längere Zeit zuſammengerieben, ſo bildet ſich

Queckſilberiodid,

welches auf 100 Th. Queckſilber 126,8 Th. Jod enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten beider beſteht und durch HgI bezeichnet wird. Dieſes findet ſich ſelten natürlich und bildet ſich auch bei der Zerſetzung des Queckſilberchlorides mit Jodkalium, auf welche Weiſe es gewöhnlich dargeſtellt wird.[59])

Das gefällte Queckſilberiodid iſt ein ſcharlachrothes Pulver, ſchmelzbar, und in gelben Blättchen ſublimirbar, die beim Reiben mit einem harten Körper ſchnell ſcharlachroth werden. Es iſt kaum in Waſſer, aber in Weingeiſt und in den Löſungen von Jodmetallen und Queckſilberſalzen löslich.

Das Queckſilberiodid wird als Malerfarbe ſtatt des Zinnobers benutzt, kann aber dieſen nur in der Waſſermalerei, nicht in der Oelmalerei erſetzen; auch wird es in der Kattundruckerei und als Heilmittel benutzt.

Das Queckſilber bildet auch mit dem Jod eine dem Queckſilberchlorür entſprechende Verbindung, das Queckſilberiodür (Hg_2I), welches entweder durch Zerſetzung eines Queckſilberoxydulſalzes mit einem Jodmetalle oder durch Zuſammenreiben von 8 Th. Queckſilber mit 5 Th. Jod dargeſtellt wird; es iſt ein grünlich-gelbes, beim Erwärmen roth werdendes Pulver und bei ſchneller Erhitzung unzerſetzt flüchtig, bei langſamer Erhitzung zerfällt es aber in Queckſilberiodid und Metall. Wird nur als Arzneimittel benutzt.

Das Queckſilber verbindet ſich bei der Erhitzung und Sublimation mit Schwefel zu rothem

Queckſilberſulphid,

welches auf 100 Th. Queckſilber 16 Th. Schwefel enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten beider beſteht und durch HgS bezeichnet wird. Dieſes findet ſich natürlich als Zinnober; es bildet ſich auch bei der Zerſetzung der Queckſilberoxydſalze mit Schwefelwaſſerſtoff oder beim langandauernden Reiben des Queckſilbers mit Schwefel als ein ſammtſchwarzes Pulver, welches

durch Sublimation oder Behandlung mit Schwefelalkalimetallen in die rothe Modification übergeht. Es wird ſo wohl auf trocknem als auf naſſem Wege bereitet, aber auch aus dem natürlichen Zinnober gewonnen.[60])

Der Zinnober findet ſich in zum Theil durchſcheinenden, cochenillrothen rhomboëdriſchen Kryſtallen, welche beim Zerreiben ein lebhaft ſcharlachrothes Pulver geben; der künſtliche (ſublimirte) ſtellt eine dunkel cochenillrothe oder hellbraunrothe, ſtrahlig-kryſtalliniſche, beim Zerreiben ein ſcharlachrothes Pulver gebende Maſſe und der auf naſſem Wege bereitete ein feuriges und tiefrothes Pulver dar. Das Queckſilberſulphid iſt unverändert ſublimirbar, von 8,124 ſpecif. Gewicht, geruch- und geſchmacklos, wirkt nicht giftig, iſt in Waſſer, Weingeiſt, wäßrigen Säuren und Alkalien unlöslich und wird nur durch Königswaſſer oder rauchende Salpeterſäure oxydirt.

Der Zinnober dient vorzüglich als eine ſehr geſchätzte Malerfarbe und als tingirendes Mittel für Siegellack, rothe Druckerfarbe u. ſ. w., der natürliche unreinere auch zur Gewinnung des Queckſilbers; in der Medicin wird er nur ſelten noch, häufiger die ſchwarze, durch Zuſammenreiben von Queckſilber und Schwefel erhaltene Modification benutzt.

Eine dem Oxydul entſprechende Verbindung des Queckſilbers mit Schwefel wird durch Einwirkung von Schwefelwaſſerſtoff auf ein Queckſilberoxydulſalz als ein ſchwarzes, geruch- und geſchmackloſes, in Waſſer unlösliches Pulver erhalten; dieſes Queckſilberſulphür (Hg_2S) zerfällt beim Erhitzen in metalliſches Queckſilber und in Sulphid.

Selenqueckſilber findet ſich natürlich mit Schwefelqueckſilber und Selenblei und Selenzink vor.

Die übrigen nicht metalliſchen Stoffe verbinden ſich entweder nicht mit dem Queckſilber, wie der Kohlenſtoff, Kieſel und der Bor, oder ihre Verbindungen (Fluor-, Phosphor-, Arſen-, Antimon- und Tellurqueckſilber) ſind ohne allgemeineres Intereſſe.

Die Legirungen des Queckſilbers mit den Metallen heißen Amalgame, von denen mehrere der früher abgehandelten Metalle nicht unwichtig ſind. Silberamalgam bildet ſich bei der Berührung beider Metalle insbeſonders ſchnell, wenn ſie im erhitzten Zuſtande ſind, aber auch in ausgezeichneten Kryſtallen bei der Berührung des Queckſilbers mit einer Auflöſung von ſalpeterſaurem Silberoxyd; es findet ſich auch natürlich als Arquerit ($HgAg_6$) und Amalgam (Hg_2Ag und Hg_3Ag). Auf der Bildung des Silberamalgams beruht ein großer Theil der Silbergewinnung. Platinamalgam dient zum Ueberziehen des Kupfers, Silbers und Goldes mit Platin und iſt auch früher zur Verarbeitung für Platingefäße benutzt worden, indem es beim Erhitzen mit gleichzeitigem Druck das Platin cohärent hinterläßt. Goldamalgam iſt kryſtalliſirbar oder bildet dentritiſche Formen und dient zur Feuervergoldung; ſeine Bildung wird in einer Goldſcheidungsmethode veranlaßt. Zinnamalgam bildet ſich leicht bei der Berührung beider Metalle, iſt zum Theil kryſtalliſirbar und dient als Spiegelbelegung, in Verbindung mit Zinkamalgam als Kienmayer'ſches Amalgam für die Reibzeuge der Electriſirmaſchinen, in Verbindung mit Wismuthamalgam als ſogenanntes Muſivſilber zum Malen, Bedrucken und zur falſchen Verſilberung und in Verbindung mit Wismuth- und Bleiamalgam zum Ausſpritzen anatomiſcher Präparate.

---

9. Wismuth.

Bismuthum. Bi = 106,6 oder 1330,37.

Das Wismuth, auch Aſchblei benannt, kommt nicht ſehr häufig in der Natur vor und findet ſich theils oxydirt, theils geſchwefelt für ſich oder mit anderen Schwefelmetallen verbunden. Es wird im Großen durch Ausſaigern, rein aber nur durch Reduction des baſiſch-ſalpeterſauren Wismuthoxydes mit Kohle gewonnen.[61])

Das Wismuth iſt röthlichweiß, ſtark glänzend, kryſtalliniſch-blättrig, auch in regelmäßigen Octaedern und Würfeln kryſtalliſirbar, ſehr ſpröde und leicht pulveriſirbar, von 9,799 ſpec. Gew. ſchmilzt bei 246°, verflüchtigt ſich in der Weißglühhitze und dehnt ſich beim Erſtarren bedeutend aus.

Das Wismuth wird zur Darſtellung leicht ſchmelzbarer Legirungen, weißer Farben und Schminken benutzt.

Das Wismuth verändert ſich bei gewöhnlicher Temperatur nicht an der Luft (ein etwa entſtehendes graues Häutchen iſt durch die Bildung von Schwefelwismuth bedingt); wird es aber längere Zeit bis zum Schmelzen erhitzt, ſo verwandelt es ſich in Wismuthſuboxyd (Bi_2O), welches ſchwarz, pulverig und leicht entzündlich iſt. Erhitzt man das Wismuth an der Luft bis zum Kochen, ſo verbrennt es mit bläulichweißem Lichte zu

Wismuthoxyd,

wobei 213,2 Th. Wismuth 24 Th. Sauerſtoff aufnehmen und das gebildete Oxyd alſo aus 2 Miſchungsgewichten Metall und 3 Miſchungsgewichten Sauerſtoff beſteht; es wird durch Bi_2O_3 (= 237,2) bezeichnet und durch Glühen des baſiſch-ſalpeterſauren Wismuthoxydes rein erhalten, findet ſich auch natürlich als Wismuthocker.

Das Wismuthoxyd iſt gelb, in der Hitze pomeranzengelb, pulverig und zu einer pomeranzengelben Maſſe ſchmelzbar, nach dem Erkalten gelb und glasartig, in ſtarker Weißglühhitze flüchtig, geſchmacklos und nicht in Waſſer und Alkalien löslich; es bildet mit Waſſer ein weißes Hydrat (Bi_2O_3, HO), welches in der Siedhitze das chemiſch gebundene Waſſer entläßt.

Die Wismuthoxydſalze ſind farblos, zum Theil kryſtalliſirbar und theils in Waſſer unlöslich, theils löslich; letztere zerfallen aber durch viel Waſſer in ſaure lösliche und baſiſche unlösliche Salze. Die Löſungen werden durch Schwefelwaſſerſtoff ſchwarz gefällt, geben mit den feuerbeſtändigen reinen und kohlenſauren Alkalien weiße permanente, mit Ammoniak im Ueberſchuß lösliche Niederſchläge und in Berührung mit Kupfer oder Zink reguliniſches Wismuth. In der Hitze werden alle Wismuthoxydſalze zerſetzt und mit Soda auf der Kohle vor dem Löthrohre erhitzt geben ſie ein ſprödes Metallkorn und einen gelben Beſchlag.[62])

Salpeterſaures Wismuthoxyd ($Bi_2O_3, 3NO_5$)

kryſtalliſirt in vierſeitigen Prismen mit 9 Miſchungsgewichten Waſſer und dient

in der Auflöſung als ſogenannte Wismuthbeize mit Zinnſalz und Weinſteinſäure in der Färberei, ſo wie auch für ſich als Reagens auf Schwefelwaſſerſtoff und lösliche Schwefelmetalle und zur Darſtellung von

baſiſch-ſalpeterſaurem Wismuthoxyd (Bi_2O_3, $3\,NO_5$ + Bi_2O_3, $6\,HO$),

welches ein ſchnee-weißes, ſchuppig-kryſtalliniſches Pulver iſt, am Lichte grau wird und ſich nur wenig in Waſſer, leicht in Salpeterſäure löſt. Es dient als Flußmittel und als innerliches Heilmittel, wurde auch früher als Schminke benutzt, wozu es ſich aber wegen der ſchädlichen Einwirkung auf die Haut und durch die bei Einwirkung ſchwefelwaſſerſtoffhaltiger Luft entſtehende Bräunung nicht eignet.

Kieſel-phosphorſaures Wismuthoxyd ($15\,[Bi_2O_3, 2\,SiO_3] + 4\,Bi_2O_3 + 3\,PO_5$)

findet ſich in der Natur als Kieſelwismuth.

Das Wismuth kann ſich ferner noch in zwei anderen Verhältniſſen mit dem Sauerſtoff verbinden, nämlich das Wismuthſuperoxyd (BiO_2) und die Wismuthſäure (Bi_2O_5) darſtellen; erſterer bildet ſich bei der Einwirkung von Chlor auf friſch niedergeſchlagenes in mäßig verdünnter Kalilange aufgerührtes Wismuthoxyd und iſt ſchwarzbraun; letztere entſteht nach der Aufſchlemmung des Wismuthoxydhydrates in ſtarker Kalilauge beim Einleiten von Chlorgas und iſt hellroth. Keine dieſer Verbindungen iſt von techniſchem Intereſſe.

Das Wismuth verbindet ſich nicht mit Stickſtoff, Kohlenſtoff, Bor und Kieſel, wohl aber mit den übrigen nicht metalliſchen Stoffen. Von dieſen Verbindungen ſind nur zu erwähnen:

Wismuthchlorid (Bi_2Cl_3)

welches ſich bei der Berührung des Wismuthes mit Chlorgas oder beim Erhitzen des erſteren mit Queckſilberchlorid, in waſſerhaltigem Zuſtande auch bei der Löſung des Wismuthes in Salzſäure bildet, im waſſerfreien Zuſtande grauweiß, nicht kryſtalliniſch, ſchmelzbar und flüchtig iſt, aus der ſalzſauren Auflöſung in waſſerhaltigen, farbloſen Säulen kryſtalliſirt und bei der Behandlung mit viel Waſſer in ſalzſaures Chlorwismuth und Wismuthoxy-

chlorür ($Bi_2Cl_3 + 2Bi_2O_3 + 3HO$) zerfällt, welches dem baſiſchen ſalpeterſauren Salz ſehr ähnlich iſt und früher auch als Schminke benutzt wurde.

Wismuthſulphid (Bi_2S_3)

findet ſich natürlich als Wismuthglanz in geraden, rhombiſchen, bleigrauen, metallglänzenden Säulen und bildet künſtlich dargeſtellt eine metallglänzende, hellbleigraue, ſchwierig ſchmelzbare und beim Erſtarren um $^1/_4$ ſich ausdehnende Maſſe. In Verbindung mit Schwefelkupfer und Schwefelblei findet es ſich als Nadelerz (Bi_2S_3, $3CuS + 2Bi_2S_3$, $3PbS$).

Mehrere Legirungen des Wismuths ſind von beſonderem Intereſſe. Mit Zinn giebt es Legirungen, welche ſpröder und härter als reines Zinn ſind, weßhalb auch Zinngießer mitunter dem Zinn Wismuth zuſetzen; Wismuthzinn iſt auch ein Beſtandtheil der leichtflüſſigen Metalle, worüber ein Weiteres unter Blei nachzuſehen iſt. Gold wird durch Wismuth ſpröde und bei $^1/_{12}$ Wismuth grünlichgelb. Platin giebt mit der doppelten Menge Wismuth eine ſpröde, leicht ſchmelzbare Legirung. Silber mit ſeiner gleichen Menge Wismuth verſchmolzen giebt eine ſpröde, blättrige, in Farbe dem Wismuth ähnliche Legirung. Wismuthamalgam bildet ſich ſchon bei gewöhnlicher Temperatur und wird bei $^2/_3$ Queckſilber nach und nach körnig kryſtalliniſch.

---

8. Blei.

Plumbum. Pb = 103,571 oder 1294,645.

Das Blei findet ſich nur ſelten gediegen, häufig oxydirt und mit Säuren, wie mit Kohlenſäure, Schwefelſäure, Phosphorſäure, Arſenſäure, Chromſäure, Molybdänſäure u. ſ. w. verbunden, mitunter auch als indifferentes Oxyd (Mennige) oder mit Chlor, ſelten mit Selen, am häufigſten mit Schwefel (und anderen Schwefelmetallen) verbunden und wird gewöhnlich aus dem Schwefelblei durch Röſten und Ausſchmelzen mit Kohle, mitunter auch durch Erhitzen mit Eiſen, aus dem künſtlichen Bleioxyd oder natürlichem

kohlenſaurem Bleioxyd durch Reduction mit Kohle, rein aber nur durch Erhitzen des ſchwefelſauren Bleioxydes mit Kohle und kohlenſaurem Kali gewonnen.[63])

Das Blei iſt bläulichgrau, ſtark metallglänzend, in Octaedern kryſtalliſirbar, von 11,445 ſpecif. Gewicht, ſehr weich und leicht walzbar, läßt ſich aber nur ſchwierig zu Draht ausziehen, färbt etwas ab, klingt nicht, knirſcht nicht beim Biegen, ſchmilzt bei + 325° und iſt in der Weißglühhitze flüchtig.

Man benutzt das Blei im gewalzten Zuſtande zur Verfertigung von Siedepfannen für Alaun, Vitriol und Schwefelſäure, zum Einpacken (Tabacksblei), zum Verband kleiner Glasſcheiben und zum Dachdecken, ferner zur Anfertigung von Deſtillirgeräthſchaften (nur für manche Zwecke), zu Ciſternen und Waſſerröhren (aber hierzu, ſo wie zu Siedepfannen für Kochſalz ſehr unpaſſend, da es durch luft- und kohlenſäurehaltiges Waſſer oxydirt und durch Kochſalz oberflächlich in Chlorblei verwandelt wird, wodurch die in bleiernen Gefäßen aufbewahrten, durchgeleiteten oder erhitzten Flüſſigkeiten für die Geſundheit nachtheilig werden). Ferner dient das Blei zur Fabrikation des Schrotes, zum Kugelgießen, zum Vergießen von Klammern und Haken in Stein, zur Darſtellung der verſchiedenen Bleipräparate, zum Abſcheiden des Silbers vom Kupfer durch das Saigern, zum Raffiniren des Silbers, zum Abtreiben und Cupelliren und zur Bereitung verſchiedener nützlicher Legirungen.

Das Blei bedeckt ſich ſchon bei gewöhnlicher Temperatur, noch raſcher aber beim Erhitzen, mit einem grauen Ueberzug von Bleiſuboxyd (Pb_2O), welches am reinſten durch Erhitzung des oxalſauren Bleioxyds bis auf 300° als ein ſammtſchwarzes Pulver erhalten wird. Beim anhaltenden Erhitzen des Bleies oder des Suboxydes, der ſogenannten Bleiaſche, an der Luft entſteht

Bleioxyd,

welches auf 103,5 Th. Blei 8 Th. Sauerſtoff enthält, daher aus gleichen Miſchungsgew. beider Stoffe beſteht und durch PbO (= 111,57) ausgedrückt wird. Man gewinnt dieſes entweder durch Calcination des Bleis, rein durch

Erhitzung des ſalpeterſauren Bleioxyds, oder als Nebenproduct bei der Saigerung und Raffination des Silbers.[64])

Das Bleioxyd bildet ein gelbes Pulver oder gelbe metallglänzende Schuppen, hat gewöhnlich einen Stich ins Röthliche, ſchmilzt leicht zu einer grünen, glasartigen Maſſe (Bleiglas) oder zu einer röthlichen, undurchſichtigen, polyedriſchen Maſſe (Bleiglätte), verflüchtigt ſich und unter theilweiſer Zerſetzung bei ſehr hoher Temperatur, iſt in regelmäßigen Dodecaedern oder rhombiſchen Octaedern kryſtalliſirbar, bräunt feuchtes Curcumäpapier, löſt ſich etwas in reinem, nicht in ſalzhaltigem Waſſer, und verbindet ſich mit den fixen ätzenden Alkalien auf naſſem und trocknem Wege. Es bildet mit Waſſer zwei Hydrate, nämlich 3PbO + HO, welches ſich aus einer mit Ammoniak verſetzten Löſung des eſſigſauren Bleies unter gewiſſen Umſtänden in farbloſen Octaedern abſetzt, und 2PbO + HO, welches durch Fällung eines Bleioxydſalzes durch Kalilauge abgeſchieden wird. Im Handel unterſcheidet man Silberglätte, welche blaßgelbliche Stücke bildet, und Goldglätte, die aus loſen röthlichen Schuppen beſteht.

Die Bleiglätte wird zur Glaſur des Töpferzeuges und zur Bereitung mancher Glasſorten, des Firniſſes, Kittes, der Mennige und mehrerer Bleipräparate, wie des Bleizuckers, der Bleipflaſter u. ſ. w. benutzt; früher bediente man ſich auch der goldgelben Varietät als Malerfarbe zum Lackiren, ſie iſt aber hierin durch das Chromgelb verdrängt worden. Die Löſung des Bleioxydes in Kalkwaſſer dient zum Schwärzen der Haare und zum Beitzen des Horns, um dieſes dem Schildplatt ähnlich zu machen.

Die Bleioxydſalze ſind theils farblos, theils gefärbt, theils in Waſſer löslich, theils unlöslich. Die löslichen Salze ſchmecken ſüß und ſchrumpfend, wirken giftig, röthen Lackmus und zerſetzen ſich allmälig in kohlenſäurehaltiger Luft. Die Löſungen geben mit Schwefelwaſſerſtoff einen ſchwarzen, mit reinem Ammoniak und kohlenſaurem Alkali einen weißen permanenten, mit reinem feuerbeſtändigen Alkali einen weißen, im Ueberſchuß löslichen, mit Salzſäure oder Chlormetallen einen kryſtalliniſchen, in vielem Waſſer löslichen, mit Schwefelſäure einen weißen, nur in kochender Salpeterſäure löslichen Niederſchlag und geben mit Zinn, Zink oder Cadmium metalliſches Blei in ſchwarzgrauen, glänzenden Blättchen. Auf trocknem Wege, vor

dem Löthrohr mit Soda auf Kohle erhitzt, werden sie durch das sich bildende weiche Bleikorn und den gelben Beschlag erkannt.[65])

Salpetersaures Bleioxyd (PbO, NO_5)

krystallisirt in wasserfreien Octaedern und Tetraedern und ist ziemlich in Wasser löslich; es wird in der Kattundruckerei zur Erzeugung gelber und oranger Farbentöne durch chromsaures Kali und zur Bereitung des Chromgelbes und Chromoranges benutzt.

Kohlensaures Bleioxyd (PbO, CO_2)

findet sich natürlich als Weißbleierz oder Bleispath, mit kohlensaurem Kalk als Plumbocalcit ($PbO, CO_2 + CaO, CO_2$) und mit kohlensaurem Zinkoxyd im Zinkbleispath ($ZnO, CO_2 + 6PbO, CO_2$). Basische Verbindungen zwischen Kohlensäure und Bleioxyd sind das Bleiweiß ($3PbO, CO_2 + PbO, HO$ und $2PbO, CO_2 + PbO, HO$), welches wie die künstlich erzeugte neutrale Verbindung blendend weiß, pulverig und unlöslich in reinem, aber etwas auflöslich in kohlensaurem Wasser und Alkalilaugen ist und hauptsächlich als Malerfarbe zum weißen Oelfirniß, zur Glasur von englischem Steingut, zur Bereitung von Kitt, Pflastern und einigen Bleipräparaten, auch als äußerliches Heilmittel benutzt wird.

Schwefelsaures Bleioxyd (PbO, SO_3)

findet sich natürlich als Vitriolbleierz in farblosen, stark glänzenden Octaedern und ist künstlich erzeugt ein weißes, körniges, schweres Pulver, welches man, da es häufig als Nebenproduct in großen Massen gewonnen wird, gewöhnlich auf Blei verarbeitet, aber auch als Anstrichfarbe und zur Darstellung von Chromgelb benutzt; auch ist es zur Erzeugung von Krystallglas vorgeschlagen worden, indem es in der Hitze durch die Kieselsäure zersetzt wird. Das schwefelsaure Bleioxyd findet sich auch natürlich mit kohlensaurem Bleioxyd verbunden, wie als $PbO, SO_3 + PbO, CO_2$ im Lanarkit und als $PbO, SO_3 + 3PbO, CO_2$ im Leadhillit.

Borsaures Bleioxyd ($PbO, 2BO_3$)

ist ein weißes, in Wasser unlösliches Pulver, welches zu einem farblosen, durchsichtigen Glase schmelzbar ist und statt des kieselsauren Bleioxydes zur Darstellung von Flintglas für optische Zwecke, so wie auch als Flußmittel beim Einbrennen von Farben auf Glas benutzt wird.

Kieſelſaures Bleioxyd

bildet ſich ſehr leicht und in den mannichfaltigſten Verhältniſſen beim Erhitzen des Bleioxydes mit Kieſelſäure oder kieſelſäurehaltigen Subſtanzen, weßhalb die gewöhnlichen Schmelztiegel ſo leicht von erhitztem Bleioxyd angegriffen und durchfreſſen werden. Es macht den Hauptbeſtandtheil der gewöhnlichen Bleiglaſur der Töpferwaaren aus und findet ſich in der Glaſur des Fayence, des Steingutes, in verſchiedenen Glasſorten (Flintglas und Kryſtallglas), mit etwas Alaunerde in den ſogenannten Reisſteinen der Chineſen und mit kieſelſaurem Zinnoxyd, zinnſaurem Bleioxyd und Alkali in dem ſogenannten Email oder Schmelz, mit welchem Kupfer ausgelegt und die Uhrzifferblätter überzogen werden.

Phosphorſaures Bleioxyd,

ein weißes, in Waſſer unlösliches Pulver, wird durch Glühen mit Kohle auf Phosphor benutzt. Das baſiſche Salz (PbO_5, 3PbO) findet ſich mit Chlorblei und arſenſaurem Bleioxyd im Grünbleierz, mit Chlorblei, Fluorcalcium und phosphorſaurem Kalk im Braunbleierz, mit Chlorblei und arſenſaurem Kalk im Hedyphan und mit Chlorblei, phosphorſaurem und arſenſaurem Kalk und Eiſenoxydul im Nuſſierit.

Arſenſaures Bleioxyd

findet ſich als baſiſches Salz und mit Chlorblei verbunden ($PbCl + 3AsO_5$, 3PbO) als Mineral in zarten, nadelförmigen Kryſtallen vor.

Antimonſaures Bleioxyd

macht mit Antimonoxyd den Hauptbeſtandtheil des Neapelgelbes aus.

Chromſaures Bleioxyd (PbO, CrO_3)

findet ſich als rother Bleiſpath in ſchiefen rhombiſchen Säulen von hyacinthrother bis morgenrother, ſeltener pomeranzengelber Farbe und iſt künſtlich erzeugt ein citronengelbes Pulver, welches als Chromgelb bekannt iſt. Baſiſches chromſaures Bleioxyd (CrO_3, 2PbO) iſt von ſchön rother Farbe und kommt als Chromroth in den Handel. Beide Verbindungen ſind geruch- und geſchmacklos, nicht im Waſſer löslich und unveränderlich am Licht und an der Luft und werden entweder für ſich oder in den verſchiedenartigſten Verhältniſſen mit einander vermiſcht, ſo daß alle möglichen Farbentöne zwiſchen dem

Citronengelben und Zinnoberrothen erzielt werden, in der Oelmalerei, Lackirkunſt, Baumwollen- und Leinenfärberei und Kattundruckerei benutzt.

Zinnſaures Bleioxyd

macht einen Beſtandtheil des Zifferblätteremails aus.

Die Bleiſalze können oft zu unabſichtlichen Vergiftungen Veranlaſſung geben und ſelbſt die unlöslichen wirken innerlich auf den thieriſchen Organismus nachtheilig und verurſachen die ſogenannte Bleikolik, eine Krankheit, welcher auch die Arbeiter in den Bleihütten ausgeſetzt ſind und deren üble Folgen durch den öfteren Genuß abführender Mittel, namentlich des Glauberſalzes, beſeitigt werden können.

Wird das Bleioxyd ſo weit in einem Raum von Sauerſtoffgas oder atmoſphäriſcher Luft erhitzt, daß es nicht zum Schmelzen kommt, ſo nimmt es noch $^1/_3$ Sauerſtoff auf und verwandelt ſich in

Rothes Bleioxyd,

welches unter dem Namen Mennige ($= Pb_3O_4$) bekannt iſt, auch an einigen Orten ſich natürlich findet und im Großen auf den ſogenannten Mennigbrennereien dargeſtellt wird.[66])

Die Mennige iſt hellroth, von verſchiedenen Farbentönen bis ſchön oraniengelb (Pariſerroth), pulverig, geruch- und geſchmacklos und in Waſſer unlöslich und verliert in der Hitze ſo viel Sauerſtoff, daß Bleioxyd gebildet wird.

Die Mennige wird als Malerfarbe, zum Färben von Papier, zur Darſtellung von Flint- und Kryſtallglas und zur Glaſur von engliſchem Steingut und feinen irdenen Waaren benutzt.

Wird die Mennige mit Salpeterſäure oder einer andern, mit Bleioxyd ein lösliches Salz bildenden Säure übergoſſen, ſo findet eine Zerſetzung ſtatt, wobei ſich ein Theil derſelben als Bleioxyd in der Säure löſt, ein anderer Theil aber als

Bleisuperoxyd

ungelöst bleibt. Dieses enthält auf 103,5 Th. Blei 16 Th. Sauerstoff, besteht demnach aus 1 Mischungsgewicht Blei und 2 Mischungsgewichten Sauerstoff und wird durch PbO_2 bezeichnet. Dieses wird auch beim Schmelzen der Mennige mit Aetzkali in dunkelbraunen, sechsseitigen Tafeln erhalten und findet sich natürlich als Schwarzbleierz. Es verbindet sich mit den Alkalien und auch die Mennige (Pb_3O_4) kann als eine Verbindung von Bleisuperoxyd mit Bleioxyd (PbO_2, 2PbO) betrachtet werden.

Das Bleisuperoxyd wird nur bei analitischen Arbeiten zur Absorption der schwefeligen Säure (welche damit schwefelsaures Bleioxyd bildet) von andern Gasarten bei manchen Zersetzungen organischer Körper benutzt.

Wird metallisches Blei mit Chlorgas in Berührung gesetzt, so absorbirt es dasselbe langsam und verwandelt sich in

Bleichlorid,

welches auf 103,5 Th. Blei 35,4 Th. Chlor enthält, demnach aus gleichen Mischungsgewichten beider besteht und durch PbCl bezeichnet wird. Dieses bildet sich auch beim Kochen des Bleis mit Salzsäure unter Wasserstoffgasentwicklung, bei der Einwirkung der Salzsäure auf Bleioxyd und bei der Vermischung derselben oder eines löslichen Chlormetalls mit einer Bleioxydlösung und findet sich natürlich als Cotunnit, mit Bleioxyd als Mendipit (PCl, PbO) und mit kohlensaurem Bleioxyd ($PbCl + PbO, CO_2$) als Hornbleierz.

Das Bleichlorid ist pulverig-krystallinisch oder in weißen, seidenglänzenden, sechsseitigen Nadeln und Blättchen krystallisirt, schmilzt vor dem Glühen und erstarrt beim Erkalten zu einer durchscheinenden, hornähnlichen Masse (weßhalb es auch Hornblei genannt wird), verdampft an der Luft mit Hinterlassung von Bleioxychlorid und löst sich wenig in kaltem, mehr in heißem Wasser, nicht in Weingeist, leicht in verdünnter Salzsäure, Salpetersäure und Essigsäure. Es verbindet sich in mehreren Verhältnissen mit Bleioxyd.

Das Bleichlorid wurde früher als Schminke und auch als Medicament

benutzt; jetzt dient es nur zur Darstellung mehrerer bleioxydhaltigen Farben, wie des Kasseler Gelbs (PbCl, 7PbO), welches durch Glühen der Mennige mit $^1/_{11}$ Salmiak erhalten wird, und des Turner's Patentgelb, welches man durch Digestion der Bleiglätte mit Kochsalz, Auswaschen und Glühen des Rückstandes darstellt.

Bleibromid (PbBr)

wird durch Fällung eines Bleioxydsalzes mit einem Brom-Alkalimetall als ein weißes krystallinisches Pulver erhalten, schmilzt beim Erhitzen zu einer rothen Flüssigkeit, erstarrt zu einer citronengelben Masse und bildet mit Bleioxyd Bleioxybromid.

Bleiiodid (PbI)

auf gleiche Weise wie das Bromid zu erhalten, ist schön citronengelb und pulverig und krystallisirt aus heißem Wasser, besonders wenn dieses etwas Essigsäure enthält, in schönen goldglänzenden Schuppen; wird als Malerfarbe und auch in der Pharmacie benutzt.

Wird Blei mit Schwefel erhitzt, so bildet sich unter Erglühen der Masse

Bleisulphid,

welches auf 103,5 Th. Blei 16 Th. Schwefel enthält, demnach aus gleichen Mischungsgewichten beider besteht und durch PbS bezeichnet wird. Dieses bildet sich auch bei der Einwirkung von Schwefelwasserstoff auf die löslichen und mehrere unlösliche Bleioxydsalze und beim Erhitzen des Bleioxydes mit überschüssigem Schwefel und findet sich natürlich als Bleiglanz und gewöhnlich mit andern Schwefelmetallen und fast immer mit mehr oder weniger Schwefelsilber verbunden.

Der Bleiglanz findet sich in schwarzgrauen metallglänzenden Würfeln und Octaedern von 7,58 specif. Gewicht; das künstliche Bleisulphid ist eine spröde graue Masse oder ein braunes, in Masse schwarzes Pulver. Es löst sich in concentrirter Salzsäure unter Entwicklung von Schwefelwasserstoffgas, giebt beim gelinden Rösten an der Luft unter Bildung von schwefeliger Säure metallisches Blei, während ein anderer Theil unzersetzt bleibt, und wird durch Salpetersäure in schwefelsaures Bleioxyd verwandelt.

Man benutzt den Bleiglanz theils zur Ausbringung des Bleis, theils auch als ſogenanntes Glaſurerz aufbereitet zur Darſtellung der Bleiglaſur für Töpfer.

Selenblei

kommt theils für ſich in bleigrauen, kryſtalliniſchen, weichen und abfärbenden Maſſen, theils mit Selenkobalt als Selenkobaltbleierz ($6PbSe, CoSe_2$), theils mit Selenkobalt, Selenkupfer und Selenqueckſilber vor und wird zur Gewinnung des Selens benutzt.

Tellurblei

findet ſich natürlich mit Tellurgold und Schwefelblei vermengt als Blättererz in bleigrauen Nadeln, Blättchen und Maſſen.

Das Blei verbindet ſich auch mit den übrigen nicht metalliſchen Stoffen, den Stickſtoff, Kieſel und das Bor ausgenommen. Von dieſen Verbindungen ſind zu erwähnen:

Kohlenſtoffblei, durch Glühen von Cyanblei oder eines pflanzenſauren Bleiſalzes in verſchloſſenen Gefäßen erhalten, iſt unter manchen Umſtänden pyrophoriſch, d. h. es hat die Eigenſchaft, beim Zutritt der Luft zu erglimmen.

Phosphorblei, durch Zuſammenſchmelzen von Blei mit Phosphor in verſchloſſenen Gefäßen erhalten, iſt bläulichweiß und metallglänzend.

Arſenblei entſteht ſehr leicht beim Erhitzen beider Stoffe und iſt blättrig und ſpröde. Blei mit 2% Arſen dient zur Schrotfabrikation.

Antimonblei iſt hart; mit der Hälfte Antimon bildet das Blei eine dichte, ſtreckbare Maſſe, aus welcher in England Flötenklappen verfertigt werden. Die Verbindung von Blei mit $^1/_4$ bis $^1/_{16}$ Antimon, auch mit etwas Kupfer, für manche Fälle auch mit Wismuth, dient zur Darſtellung der Buchdruckerlettern und mit etwas Zinn zur Verfertigung der Stereotypenplatten.

Von den Legirungen des Bleis haben mehrere ein allgemeineres Intereſſe. Bleizinn bildet ſich in jedem beliebigen Verhältniß; 2 Th. Blei mit 1 Th. Zinn ſtellt das Schnellloth der Klempner dar; 126 Th. Blei mit $17^1/_2$ Th.

Zinn, $1\frac{1}{4}$ Th. Kupfer und etwas Zink giebt das Calain, d. h. diejenige Legirung, aus welcher die Chineſen Metallfolien zur Ausfütterung der Theebüchſen verfertigen; Zinn mit wenig Blei dient zur Verfertigung der Orgelpfeifen, 29 Th. Zinn mit 19 Th. Blei zur Verfertigung der ſogenannten fahluner Diamanten, d. h. zu Abgüſſen in Formen, welche jene Diamanten im Schnitt nachahmen. Zinn mit $\frac{1}{4}$—$\frac{1}{2}$ Blei dient häufig zur Verfertigung zinnener Geräthſchaften. Bleigold iſt ſehr ſpröde und $\frac{1}{12}$ Blei iſt ſchon hinreichend, das Gold ſpröde wie Glas zu machen und $\frac{1}{1920}$ nimmt ihm noch alle Dehnbarkeit, weßhalb die Goldarbeiter das Blei in Geräthſchaften und Gefäßen, mit und in denen Gold bearbeitet wird, vermeiden müſſen. Bleiplatin bildet ſich ſehr leicht, ſelbſt wenn Bleioxyd oder Bleiſalze mit Platin erhitzt werden, weßhalb man bleihaltige Körper nie in Platingefäßen glühen darf. Bleiſilber bildet ſich ſehr leicht und ſchmilzt leichter als Silber; beim Schmelzen an der Luft oxydirt ſich das Blei und das gebildete Bleioxyd nimmt dabei noch fremde Oxyde in ſich auf und hinterläßt reines Silber, worauf eine Methode der Silbergewinnung und Reinigung beruht. Bleiamalgam bildet ſich ſehr leicht, beſonders wenn das Blei im ſchmelzenden Zuſtande iſt und iſt bei gleichen Theilen kryſtalliſirbar. Bleiwismuth iſt zäher als Blei und bei nicht vorherrſchendem Wismuth ſtreckbar. Verbindungen zwiſchen Bleiwismuth und Bleizinn zeichnen ſich durch ihre Leichtflüſſigkeit aus und dienen zu verſchiedenen Zwecken; 5 Th. Blei, 8 Th. Wismuth und 3 Th. Zinn geben das Newton'ſche leichtflüſſige Metall, welches bei 94,5° ſchmilzt; 1 Th. Blei, 2 Th. Wismuth und 1 Th. Zinn geben das Roſe'ſche leichtflüſſige Metall, welches bei 93,75° ſchmilzt; 3 Th. Blei, 5 Th. Wismuth und 2 Th. Zinn geben eine Legirung, die ſchon bei 91,66° ſchmilzt; 1 Th. Blei, 1 Th. Wismuth und 2 Th. Zinn bilden ein Schnellloth für Klempner. Solche leichtflüſſige Metalle dienen zur Anfertigung von Metallbädern, um Stahlinſtrumente anzulaſſen, zur Verfertigung von Zeichenſtiften, wenn das zu beſchreibende Papier vorher mit gebranntem Hirſchhorn eingerieben worden iſt, zum Abklatſchen von Stempeln, um metallene Abdrücke zu vervielfältigen und Stereotypen, Druckformen für Kattundrucker, Formen für Seifenfabrikanten u. ſ. w. darzuſtellen, zum Ausgießen anatomiſcher Präparate und als Sicherheitsventile für Dampfmaſchinen, indem ſie, wenn die Spannung des Waſſerdampfes einen

gewiſſen beſtimmten, nicht zu überſteigenden Grad erreicht hat, ſchmelzen und dann den Dampf ausſtrömen laſſen.

Cadmium

findet ſich in geringer Menge in manchen Zinkerzen, namentlich in den ſchleſiſchen, und iſt zinnweiß, geſchmeidig, ſchmelzbar und flüchtig, verbrennt, an der Luft erhitzt, mit braunem Rauche zu Cadmiumoxyd (CdO), welches ſich in Säuren löſt und aus einer ſolchen Löſung durch Schwefelwaſſerſtoff als Schwefelcadmium (CdS) niedergeſchlagen wird. Dieſes Schwefelcadmium hat eine ſchön gelbe Farbe und wird als Malerfarbe benutzt, wozu es ſich wegen ſeiner Dauerhaftigkeit und ſeines Feuers ſehr gut eignet; auch iſt es in der Kattundruckerei und Seidenfärberei empfohlen worden, aber wegen der Seltenheit und des hohen Preiſes des Metalls dazu nicht ausführbar. Es unterſcheidet ſich von dem ihm ähnlichen Schwefelarſen und Schwefelantimon durch ſeine Unlöslichkeit in Schwefelalkalimetallen; es findet ſich auch natürlich und rein als Greenockit. Das ſchwefelſaure Cadmiumoxyd dient zur Darſtellung der übrigen Cadmiumpräparate.

---

9. Zink.

Zincum. Zn = 32,528 oder 406,6.

Das Zink findet ſich nie gediegen, ſondern ſtets geſchwefelt oder oxydirt und dann mit Kieſelſäure oder Kohlenſäure verbunden. Es wird aus dem geröſteten Schwefelzink oder aus dem gepochten kieſelſauren oder kohlenſauren Salz durch Deſtillation unter Zuſatz von Kohle gewonnen.[67])

Das Zink iſt bläulich-grauweiß, ſtark glänzend, in vierſeitigen Säulen und Nadeln kryſtalliſirbar, von ſtrahlig-blättrigem Gefüge und 6,8 bis 7,2 ſpecif. Gewicht, mittelmäßig hart und klingend, zerſpringt bei gewöhnlicher Temperatur unter dem Hammer, iſt aber bei 120 bis 150° ſo dehnbar, daß es ſich zu Platten ausdehnen und zu Drähten ausziehen läßt, wird dagegen bei

200° ſo ſpröde, daß es ſich pulveriſiren läßt, ſchmilzt über 400° und verflüchtigt ſich bei ſchwacher Weißglühhitze.

Das Zink dient in Form von Blech zum Dachdecken, zur Anfertigung von Badewannen, Waſſergefäßen, Röhren und Rinnen, zu Platten und Cylindern für galvaniſche Säulen, zur Zinkdruckerei, ferner im granulirtem Zuſtande zur Bereitung von Waſſerſtoffgas und Zinkvitriol und anderen Zinkpräparaten, zur Verfertigung architectoniſcher Glieder, Säulencapitäler und anderer gegoſſener Verzierungen, in der Feuerwerkerei, zur Fabrikation von Meſſing, Bronze, Neuſilber und anderer Legirungen. Zinkgefäße können nur für ſolche Flüſſigkeiten als Aufbewahrungsgefäße benutzt werden, die nicht genoſſen werden, da ſich das Metall, ſelbſt in Waſſer, oxydirt und der Flüſſigkeit brechenerregende Eigenſchaften mittheilt.

Das Zink bedeckt ſich an der Luft mit einem grauen Häutchen, Zinkſuboxyd (Zn_2O), durch welches es gegen die weitere Einwirkung des atmoſphäriſchen Sauerſtoffes geſchützt wird. Erhitzt man es bis zu 500°, ſo verbrennt es an der Luft mit blendender, bläulichweißer Flamme zu

Zinkoxyd,

welches auf 32,5 Th. Zink 8 Th. Sauerſtoff enthält, demnach aus gleichen Miſchungsgew. beider beſteht und durch ZnO (= 40,528) ausgedrückt wird. Dieſes findet ſich mit etwas Eiſen- und Manganoxyd im Rothzinkerz und mit Thonerde im Gahnit und bildet ſich auch beim Löſen des Zinkes in Säuren, theils auf Koſten des Sauerſtoffes der Säure, wie bei Salpeterſäure, theils auf Koſten des Sauerſtoffes des Waſſers, wie bei Schwefelſäure, und beim Schmelzen mit ätzenden Alkalien; es wird theils durch Verbrennung des Zinkes an der Luft und zwar als Nebenproduct beim Schmelzen der Zinkerze und beim Meſſingbrennen, aber unrein als Tutia oder Cadmia fornacum, theils durch Glühen des kohlenſauren Salzes dargeſtellt.[68])

Das Zinkoxyd iſt ein weißes, beim Erhitzen vorübergehend gelb werdendes Pulver oder ſtellt, im Großen bereitet, zuweilen gelbe ſechsſeitige Säulen dar, bildet mit Waſſer ein weißes, pulveriges, voluminöſes, unter gewiſſen Umſtän-

den auch in glänzenden farblosen Säulen kryſtalliſirendes Hydrat (ZnO, HO) und iſt außer in Säuren auch in den feuerbeſtändigen ätzenden Alkalien löslich.

Das Zinkoxyd wird in der Porzellanmalerei zur Farbenverdünnung, beſonders für Kobaltblau, als Anſtrichfarbe für ſich oder mit Bleiweiß, zur Bereitung des Fenſterkittes, von Firniß, verſchiedener Zinkpräparate und in der Medicin innerlich und äußerlich benutzt.

Die Zinkoxydſalze ſind farblos und meiſt kryſtalliſirbar, haben einen höchſtwidrigen, zuſammenziehenden Geſchmack, wirken brechenerregend und röthen Lackmus. Die Löſungen werden nur im neutralen Zuſtande von Schwefelwaſſerſtoff weiß gefällt und geben mit den ätzenden Alkalien und kohlenſaurem Ammoniak weiße, im Ueberſchuß lösliche, mit kohlenſaurem Kali oder Natron unlösliche Niederſchläge. Die Zinkoxydſalze werden, mit Ausnahme des ſchwefelſauren, beim Glühen zerſetzt und geben beim Erhitzen mit Soda auf der Kohle vor dem Löthrohr einen citronengelben, beim Erkalten weiß werdenden Beſchlag, aber kein Metallkorn, und beim Erhitzen mit ſalpeterſaurem Kobaltoxyd ſchön grüne Pulver.[69])

Salpeterſaures Zinkoxyd (ZnO, NO_5)

kryſtalliſirt in farbloſen, durchſichtigen, vierſeitigen Säulen, zerfließt leicht und löſt ſich leicht in Waſſer, auch in Weingeiſt, und dient in der Färberei als Reſervage für hellblau.

Kohlenſaures Zinkoxyd (ZnO, CO_2)

findet ſich als Zinkſpath oder edler Galmei in Rhomboedern kryſtalliſirt und dient zur Zinkgewinnung. Künſtlich läßt ſich die neutrale Verbindung nicht darſtellen; ein baſiſches, zugleich Zinkoxydhydrat-haltiges Salz ($3\,CO_2, 2\,ZnO + 2\,ZnO, 3\,HO$) findet ſich natürlich als Zinkblüthe und iſt, künſtlich dargeſtellt, ein weißes, lockeres, geruch- und geſchmackloſes Pulver, welches als Maler- und Anſtrichfarbe benutzt werden kann und zur Darſtellung des Zinkoxydes und mehrerer ſeiner Salze dient.

Schwefelſaures Zinkoxyd (ZnO, SO_3),

auch Zinkvitriol oder weißer Vitriol benannt, findet ſich natürlich in haarförmigen Kryſtallen, auch derb, tropfſteinartig, als Ueberzug und Beſchlag; der künſtlich erzeugte kryſtalliſirt bei gewöhnlicher Temperatur mit 7 Miſchungsgewichten Waſſer in geraden rhombiſchen Prismen, bei 30° mit 6 Miſchungs-

gewichten Waſſer in ſchiefen rhombiſchen Prismen, entläßt an trockner Luft 6 oder 5 Miſchungsgewichte Waſſer und löſt ſich leicht in Waſſer, nicht in Weingeiſt. Es bildet mit anderen ſchwefelſauren Salzen Doppelſalze. Der Zinkvitriol wird zur Firnißbereitung, zur Feuerverſilberung, als Reſervage auf Blau in der Kattundruckerei, zur Darſtellung von reinem und kohlenſaurem Zinkoxyd, auch ſonſt noch zu manchen techniſchen Zwecken und in der Medicin innerlich und äußerlich benutzt. Auch dient er in manchen Gegenden, namentlich in Frankreich, zum Klären des Zuckers, was jedoch nicht zu empfehlen und ſogar für die Geſundheit nachtheilig iſt, obgleich er ſich für dieſen Zweck ganz wirkſam zeigt.

Kieſelſaures Zinkoxyd

findet ſich im Galmei als $2[SiO_3, 3ZnO] + 3HO$ und im Wilhelmit waſſerfrei und dient zur Zinkgewinnung.

Chromſaures Zinkoxyd (ZnO, CrO_3)

iſt ein gelbes, dem chromſauren Bleioxyd ähnliches Pulver, welches als Malerfarbe empfohlen worden iſt.

Das Zink verbindet ſich beim Erhitzen in Chlorgas damit unter lebhaftem Funkenſprühen zu

Zinkchlorid,

welches auf 32,5 Th. Zink 35,4 Th. Chlor enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten beider Stoffe beſteht und durch ZnCl bezeichnet wird. Dieſes bildet ſich auch bei der Erhitzung des Zinks mit Queckſilberchlorid und waſſerhaltig beim Löſen des Zinks in Salzſäure und bei der Digeſtion des Zinks mit Salmiaklöſung.

Das waſſerfreie Zinkchlorid iſt weißlichgrau, durchſichtig, in Nadeln ſublimirbar und kryſtalliſirt mit 1 Miſchungsgewicht Waſſer in kleinen, ſtumpfen, ſehr zerfließlichen Octaëdern; es röthet Lackmus, löſt ſich leicht in Waſſer, auch in Aether, zerſtört ſehr mächtig organiſche Gebilde und giebt mit Leim eine dem Vogelleim ähnliche Maſſe. Es verbindet ſich in mehreren Verhältniſſen mit Zinkoxyd, auch in zwei Verhältniſſen mit Ammoniak.

Man bedient ſich des Chlorzinkes als Reſervage bei hellblau in der kalten Küpe und als chirurgiſchen Aetzmittels.

Zinkbromid (ZnBr)

bildet ſich bei der Einwirkung von Brombampf auf glühendes Zink und ſtellt weiße, ſublimirbare Nadeln dar; bildet mit Waſſer verbunden eine undeutliche kryſtalliniſche Maſſe.

Zinkiodid (ZnI)

bildet ſich leicht aus ſeinen Elementen und ſublimirt beim Erhitzen in ſchönen, vierſeitigen Nadeln, beim Verdampfen in Würfeln und Octaedern, iſt zerfließlich und giebt mit den Jodalkalimetallen Doppelverbindungen.

Das Zink verbindet ſich nur bei ſehr hoher Temperatur mit Schwefel zu

Schwefelzink,

welches auf 32,5 Th. Zink 16 Th. Schwefel enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten beider Körper beſteht und durch ZnS bezeichnet wird. Das Schwefelzink findet ſich natürlich als Zinkblende und bildet ſich bei der Erhitzung des Zinks mit Zinnober oder Fünffach-Schwefelkalium, beim Glühen des Zinkoxydes mit Schwefel, beim Erhitzen des Zinkvitriols mit Kohle und gewäſſert bei der Zerſetzung eines neutralen Zinkoxydſalzes durch Schwefelwaſſerſtoff.

Die Zinkblende findet ſich in durchſichtigen, gelben, rothen, braunen, ſchwarzen und grünen, diamantglänzenden, rhombiſchen Dodecaedern von 3,9 bis 4,07 ſpecif. Gewicht; das künſtliche erzeugte Schwefelzink ſtellt ein locker zuſammenhängendes, gelbbraunes, das präcipirte ein weißes Pulver dar. Es iſt nur in hoher Temperatur ſchmelzbar und nicht für ſich, wohl aber bei Gegenwart von Kohle (wahrſcheinlich in Form von Zinkdämpfen und Schwefelkohlenſtoff) flüchtig; es iſt nur langſam in Salzſäure löslich. Der Schwefelzink verbindet ſich auch mit Zinkoxyd; ein ſolches Zinkoxyſulphid findet ſich natürlich als Voltzit ($ZnO, 4ZnS$) in gelben, durchſcheinenden, ſechsſeitigen Säulen und erzeugt ſich zuweilen auf Zinkhütten.

Die Zinkblende wird auf Zink, häufiger aber durch Röſten und Ausſetzen an die Luft auf Zinkvitriol bearbeitet.

Selenzink

findet ſich mit Schwefelqueckſilber in Mexiko.

Das Zink verbindet ſich mit den meiſten übrigen nichtmetalliſchen Stoffen, wie mit Waſſerſtoff (?), Stickſtoff, Kohlenſtoff, Fluor, Tellur, Arſen und Antimon. Von dieſen Verbindungen hat nur das Arſenzink inſofern Intereſſe, als es oft einen Beſtandtheil des käuflichen Zinkes ausmacht und dieſem die Eigenſchaft ertheilt, beim Uebergießen mit wäßrigen Säuren neben Waſſerſtoffgas auch Arſenwaſſerſtoffgas zu entwickeln und deßhalb das Zink für manche wiſſenſchaftliche Zwecke untauglich und das entwickelte Waſſerſtoffgas für die Geſundheit nachtheilig zu machen.

Von den Legirungen des Zinkes ſind zu erwähnen: Zinkzinn iſt härter als Zink und Zinn, weniger ſtreckbar als Zinn, leicht ſchmelzbar und $ZnSn_6$ erſtarrt bei 204°; es dient zur Darſtellung des unächten Blattſilbers. Zinkplatin iſt ſpröde und leicht ſchmelzbar, und entläßt an wäßrige Schwefelſäure das Zink mit Hinterlaſſung eines ſehr kräftig wirkenden, d. h. Weingeiſt ſchnell ſäuernden Platinmohres. Größere Stücke von Platinerz werden, um die Löſung in Königswaſſer zu beſchleunigen, erſt mit Zink zuſammengeſchmolzen und mit wäßriger Schwefelſäure, dann aber mit Königswaſſer behandelt. Zinkamalgam bildet ſich beim Vermiſchen von erhitzten Queckſilber mit heißem Zink und iſt kryſtalliſirbar. Ein Amalgam, welches $^1/_{13}$ Zink enthält, dient zur ſogenannten falſchen Vergoldung des Kupfers, indem man dieſes mit dem Amalgam, Weinſtein und Salzſäure kocht. Zinkblei iſt härter als Blei, aber noch geſchmeidig und politurfähig. Am wichtigſten ſind die Legirungen des Zinks mit Kupfer.

Uran

findet ſich nur oxydirt entweder als Pechblende und Uranocker, oder mit Säuren (Schwefelſäure, Phosphorſäure, Tantalſäure u. ſ. w.) verbunden und iſt ſchwarz

und pulverig, oder ſtellt zuſammengeſchweißte, ſilberglänzende Blättchen und Fäden dar und bildet mit Sauerſtoff zwei baſiſche Oxyde, Uranoxydul und Uranoxyd (UO und U_2O_3), erſteres die Pechblende, letzteres den Uranocker ausmachend. Das Uranoxydul iſt eine ſehr dauerhafte ſchwarze Farbe unter der Porzellanglaſur.

---

10. Kupfer.

Cuprum. Cu = 31,728 oder 396,633.

Das Kupfer findet ſich theils gediegen, jedoch nur an wenig Orten, dann aber meiſt in großen Maſſen (wie am Kupferfluß in Nordamerika), theils als Oxydul, Oxyd und an Säuren gebunden, theils und am häufigſten aber geſchwefelt und dann entweder für ſich oder mit Schwefeleiſen oder mit dieſem und den Sulphiden von Silber, Zink, Arſen und Antimon verbunden. Es wird gewöhnlich aus den Schwefelverbindungen durch Röſten mit Schwefeleiſen, Zuſammenſchmelzen mit kieſelhaltigen Mineralien, nochmaliges Röſten, Reduction mit Kohle und etwas Quarz und Garmachen des ſo erhaltenen Rohkupfers oder durch Cämentation aus kupfervitriol-haltigen Grubenwäſſern durch Eiſen gewonnen.[70])

Das Kupfer iſt hellbräunlichroth, ſtark glänzend, in Octaedern und Würfeln kryſtalliſirbar, ziemlich hart und elaſtiſch-zähe, äußerſt dehnbar, von ſchönem und ſtarkem Klang, hackigem Bruch und 8,92 bis 8,952 ſpecif. Gewicht, ſchmilzt erſt bei ſtarker Weißglühhitze und verflüchtigt ſich im Focus des Hohlſpiegels.

Das Kupfer wird zu Keſſeln, Siedepfannen, Röhren, Deſtillirblaſen und Kühlgeräthen in Färbereien, Zuckerſiedereien, Brauereien und Brennereien, zum ökonomiſchen und häuslichen Gebrauch verarbeitet. Solche Gefäße ſind zwar äußerſt dauerhaft, müſſen aber immer ſehr rein gehalten werden, beſonders wenn ſaure oder ſäuernde Flüſſigkeiten darin behandelt werden ſollen, wodurch das Kupfer leicht oxydirt und gelöſt und ſo die darin behandelte Subſtanz nachtheilig für die Geſundheit wird; um dieſem Uebelſtande vorzubeugen, wer-

den auch ſolche Gefäße innerlich mit Zinn überzogen. Außerdem wird das Kupfer zu mehreren ſehr wichtigen Legirungen, zur Darſtellung der verſchiedenen Kupferpräparate und auch im höchſt fein zertheilten Zuſtande innerlich als Heilmittel benutzt. Eine ſehr wichtige Anwendung findet das Kupferblech als Schiffsbeſchlag, wo es gegen die zerſtörende Wirkung des Seewaſſers durch Protectoren von electropoſitiveren Metallen, wie Zink, Eiſen oder Zinn geſchützt wird; bekannt iſt die Verwendung des Kupfers zur kleineren Scheidemünze.

Das Kupfer wird an der Luft beim ſtarken Glühen langſam, vor dem Knallgebläſe mit blendend grüner Flamme ſchnell in

Kupferoxyd

verwandelt, welches auf 31,73 Th. Kupfer 8 Th. Sauerſtoff enthält, demnach aus gleichen Miſchungsgew. beider Stoffe beſteht und durch CuO (= 39,73) bezeichnet wird. Es findet ſich natürlich als Anflug auf Kupfererzen (Kupferſchwärze) und kryſtalliſirt in Kratern von Vulkanen (Tenorit), und wird entweder durch Glühen des metalliſchen Kupfers an der Luft oder durch Glühen des baſiſchſalpeterſauren, kohlenſauren oder ſchwefelſauren Kupferoxydes gewonnen.[71])

Das Kupferoxyd ſtellt entweder, wie der Tenorit oder das mit Aetzkali geſchmolzene, metallglänzende tetraëdriſche Kryſtalle oder ein ſammtſchwarzes Pulver dar, iſt von 6,4 ſpecif. Gewicht, härter als Kalkſpath, erſt bei den höchſten Hitzgraden ſchmelzbar, aber nicht flüchtig, wird noch unter der Glühhitze durch Waſſerſtoffgas, durch Kohle bei gelindem Glühen reducirt und bildet mit Waſſer ein blaues Hydrat, welches jedoch ſchon beim Kochen mit Waſſer das Hydratwaſſer verliert und ſchwarz wird.

Das Kupferoxyd dient zur Färbung des Glaſes und in der Glas-, Fayance- und Steingutmalerei als grüne Farbe, ſein Hydrat aber, mit Eiweiß oder Leim vermiſcht, wodurch es beſtändiger wird, als Malerfarbe. Das reine Kupferoxyd dient bei der Elementaranalyſe organiſcher Körper, das unreine, die ſogenannte Kupferaſche, welche beim Glühen und Hämmern des Kupfers erhalten wird, zur Darſtellung des Kupfervitrioles und zur Gewinnung von metalliſchem Kupfer.

Die Kupferoxydſalze ſind im waſſerfreien Zuſtand meiſt weiß, im gewäſſerten Zuſtand aber blau oder grün, und zum Theil in Waſſer löslich, zum Theil unlöslich. Die löslichen Salze röthen Lackmus, ſchmecken widerlich metalliſch, wirken brechenerregend und giftig (Gegenmittel: Zuckerſyrup in großer Menge). Die Löſungen geben mit den ätzenden Alkalien blaßbläuliche, in reinem Ammoniak, nicht in den übrigen Alkalien, mit ſchön azurblauer Flamme lösliche, mit kohlenſauren Alkalien hellbläulichgrüne oder hellgrünlichblaue, im Ueberſchuß auflösliche, mit Cyanmetallen gelbe, mit Kaliumeiſencyanür rothbraune und mit Schwefelwaſſerſtoff oder Schwefelalkalimetallen ſchwarze, im Ueberſchuß unlösliche Niederſchläge, und mit Zink, Eiſen, Cadmium und Blei metalliſches Kupfer. Die Kupferoxydſalze werden in der Glühhitze zerſetzt und geben vor dem Löthrohr mit Soda auf der Kohle erhitzt, ein rothes Metallpulver und mit Borax und Phosphorſalz geſchmolzen, in der innern Flamme des Löthrohres braune, in der äußeren grüne Gläſer.[72])

Salpeterſaures Kupferoxyd (CuO, NO_5)

kryſtalliſirt in ſaphirblauen, vierſeitigen Säulen, iſt ſehr zerfließlich und leicht in Waſſer löslich, zerſtört organiſche Gebilde und kann ſich noch in mehrern Verhältniſſen mit Kupferoxyd verbinden. Es dient zur Darſtellung von Kupferoxyd und Bergblau, als Oxydationsmittel für andere Metallſalze, in der Feuerwerkerei, als Bronzirflüſſigkeit und Aetzmittel für die Siderographie, zum Bruniren des Eiſens u. ſ. w.

Kohlenſaures Kupferoxyd

iſt für ſich unbekannt, findet ſich aber mit Kupferoxydhydrat als Laſurerz ($CuO, HO + 2\,CuO, CO_2$) in ſchiefen, rhomboidalen Säulen, traubig und nierenförmig, derb und erdig vor, iſt laſurblau, halbdurchſichtig bis undurchſichtig und wird theils auf Kupfer verarbeitet, theils zur Darſtellung einer ſchönen Malerfarbe, des Bergblau's, benutzt; wird auch künſtlich dargeſtellt und als ſogenanntes Bremerblau benutzt. Das neutrale Salz findet ſich auch mit kohlenſaurem und ſchwefelſaurem Bleioxyd als Caledonit ($CuO, CO_2 + 2\,PbO, CO_2 + 3\,PbO, SO_3$) und mit kohlenſaurem Zinkoxyd und Kupferoxydhydrat und Zinkoxydhydrat als Aurichalcit und kann ſich auch mit kohlenſauren Alkalien verbinden.

Baſiſch-kohlenſaures Kupferoxyd ($CO_2, 2CuO$)

findet ſich waſſerfrei als Myſorin und mit 1 Miſchungsgewicht Waſſer verbunden als Malachit in grünen, blättrigen, faſerigen, derben und erdigen Maſſen vor und wird theils auf Kupfer verarbeitet, theils zu Zierrathen geſchliffen, theils als Berggrün und auch künſtlich dargeſtellt als Mineralgrün, Bremer oder Braunſchweiger Grün benutzt.

Schwefelſaures Kupferoxyd (CuO, SO_3)

Kupfervitriol oder blauer Vitriol benannt, findet ſich theils in Grubenwäſſern aufgelöſt oder auf der Holzzimmerung alter Grubenbauten ausgewittert. Es kryſtalliſirt mit 5 Miſchungsgewichten Waſſer in laſurblauen, ſchiefen, rhombiſchen oder ungleich ſechsſeitigen Säulen, verwittert ſchon an warmer Luft, verliert bei 40° 4 Miſchungsgewichte Waſſer, den Reſt aber erſt beim Erhitzen über 200°, löſt ſich ziemlich leicht im Waſſer, bildet mit ſchwefelſauren Alkalien und Waſſer Doppelſalze, kann auch in veränderlichen Verhältniſſen mit andern ſchwefelſauren Metallſalzen kryſtalliſiren, bildet mit mehr Kupferoxyd baſiſche Salze, wovon ſich zwei, der Brochantit ($SO_3, 3CuO + 3HO$) und ein anderes ($SO_3, 4CuO + 4HO$) natürlich finden, und giebt mit Ammoniak im Ueberſchuß behandelt eine in ſchön laſurblauen Nadeln oder geſchobenen vierſeitigen Säulen kryſtalliſirende Doppelverbindung ($H_3N, CuO + H_4NO, SO_3$). Das Kupfervitriol dient zum Schwarzfärben von Tuch, Filz und Wollengarn, als Reſervage in der kalten Küpe, zur Bereitung verſchiedener Kupferpräparate und Farben, zum Verkupfern und Bruniren des Eiſens, zum Färben des Goldes im Glühwachs, innerlich und äußerlich als Heilmittel und beim Brodbacken, um aus feuchtem Mehl ein trocknes Brot zu gewinnen (was aber der Geſundheit ſehr nachtheilig iſt und durchaus nicht geſtattet werden darf).

Kieſelſaures Kupferoxyd

findet ſich natürlich als Kieſelmalachit ($2SiO, 3CuO + 6HO$ und $2SiO_3, 3CuO + 12HO$) in ſpangrünen, derben, nierenförmigen, traubigen und erdigen Maſſen und als Dioptas ($2SiO_3, 3CuO + 3HO$).

Phosphorſaures Kupferoxyd

findet ſich als baſiſches Salz im Ehlit ($PO_5, 4CuO + 2HO$), Libethenit ($PO_5, 4CuO + HO$), Phosphorochalcit ($PO_5, 5CuO + 5HO$), Trombolith

($2PO_5, 3CuO + 6HO$) und als $PO_5, 6CuO + 3HO$ in einem unbenannten Mineral.

Arſenigſaures Kupferoxyd (CuO,AsO_3)

iſt von angenehm grüner Farbe, pulverig, geruch- und geſchmacklos und nicht in Waſſer, wohl aber in ſtärkeren Mineralſäuren und in Ammoniak löslich und dient unter dem Namen Scheele'ſches Grün als Malerfarbe. Eine Doppelverbindung bildet es mit eſſigſaurem Kupferoxyd ($3CuO, AsO_3 + CuO,\bar{A}$) die eine ſchöne, an Luft und Wetter ſehr dauerhafte Farbe und als Schweinfurther Grün bekannt iſt. Die Anwendung dieſer beiden Salze als Anſtrichfarbe iſt mit ſehr großer Gefahr verbunden, wenn ſie nur mit Waſſer aufgetragen werden, da ſie dann abſtäuben und der Staub auf Menſchen und Thiere nachtheilig oder tödtlich wirkt.

Arſenſaures Kupferoxyd

findet ſich gewäſſert als Erinit ($AsO_5,5CuO + 2HO$), Condurrit ($AsO_5,6CuO + 4HO$), Kupferglimmer ($AsO_5, 8CuO + 12HO$) und als Linſenerz ($AsO_5,10CuO + 30HO$), mit phosphorſaurem Kupferoxyd im Olivenit, mit Kupferoxydhydrat im Euchroit und mit kohlenſaurem Kalk im Kupferſchaum.

Chromſaures Kupferoxyd

iſt im baſiſchen Zuſtand als eine ſchöne grüne Farbe vorgeſchlagen worden.

Das Kupferoxyd löſt ſich auf und mit tief laſurblauer Farbe in Ammoniakwaſſer, was jedoch nur bei Gegenwart eines Ammoniakſalzes der Fall zu ſein ſcheint, und in ſchmelzenden Alkalien.

Wird das Kupferoxyd mit $^4/_5$ ſeines Gewichtes fein zertheiltem Kupfers vermengt in einem bedeckten Tiegel einer ſchwachen Glühhitze ausgeſetzt, ſo oxydirt ſich auch dieſes auf Koſten eines Theiles Sauerſtoff des Kupferoxydes und es entſteht

Kupferoxydul,

welches auf 63,4.. Th. Kupfer 8 Th. Sauerſtoff enthält, alſo aus 2 Miſchungsgew. Kupfer und 1 Miſchungsgew. Sauerſtoff beſteht und durch Cu_2O (=71,4) bezeichnet wird. Es findet ſich natürlich als Rothkupfererz und wird auch durch

Glühen des Kupferchlorürs mit kohlensaurem Natron oder durch Kochen eines Gemisches von Kupfervitriol, Zucker und Aetznatron mit Wasser erhalten.

Das natürliche und das beim Ablöschen des Gahrkupfers im Wasser sich bildende Kupferoxydul stellt diamantglänzende, bräunlich-cochenillerothe Krystalle dar, welche ein carminrothes Pulver geben; das Hydrat (Cu_2O, 4HO) ist pomeranzengelb und verwandelt sich an der Luft bald in Oxyd. Seine Salze sind im neutralen Zustand farblos, im basischen bräunlich und ohne Farbe in Ammoniakwasser löslich, sonst aber noch wenig untersucht. Eine Lösung des Kupferoxyduls im Ammoniakwasser bildet sich, wenn dieses in einem verschlossenen Gefäße mit metallischem Kupfer in Berührung ist; die farblose Flüssigkeit wird durch den Einfluß der atmosphärischen Luft lasurblau, indem sich das Oxydul in Oxyd verwandelt.

Aus Kupferoxydul besteht derjenige Ueberzug, den man auf kupfernen Gefäßen durch Ueberziehen mit Eisenoxyd und Wasser und nachheriges schwaches Glühen erzeugt, um ihnen ein besseres Ansehen zu geben und den Einfluß von Feuchtigkeit und Luft zu mindern.

Das Kupfer bildet mit dem Sauerstoff noch zwei andere Oxyde, nämlich das Kupfersuperoxyd (CuO_2) und die Kupfersäure; ersteres wird aus Kupferoxydhydrat und Wasserstoffsuperoxyd als ein dunkelbraunes, leicht zersetzbares Pulver erhalten und letztere entsteht, wenn Kupferoxydhydrat in Alkalilauge aufgerührt und Chlorgas hindurchgeleitet wird; ihre Salze sind schön roth, zersetzen sich aber bald an der Luft.

Das Kupfer verbindet sich mittelbar mit Stickstoff, wenn nämlich über bis 265° erhitztes Kupferoxyd Ammoniakgas geleitet und das zugleich entstehende Kupferoxydul durch ein Gemenge von reinem und kohlensaurem Ammoniak ausgezogen wird. Das zurückbleibende Stickstoffkupfer (Cu_3N) ist olivengrün und verpufft nicht so heftig, wie andere Stickstoffmetalle.

Mit Kohlenstoff verbindet sich das Kupfer beim wiederholten Einschmelzen mit Kohle und es geht dadurch in der Gahre zurück.

Wird das Kupfer im dünn ausgewalzten Zustand und erwärmt in trocknes Chlorgas gebracht, so verbrennt es darin mit grünem Licht zu

Kupferchlorid,

welches auf 31,7 .. Th. Kupfer 35,4 .. Th. Chlor enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten beider Stoffe beſteht und durch CuCl bezeichnet wird. Dieſes bildet ſich auch im waſſerhaltigen Zuſtand beim Löſen des Kupferoxyds in Salzſäure.

Das waſſerfreie Kupferchlorid iſt gelbbraun und zieht an der Luft Waſſer an; aus der Löſung kryſtalliſirt es mit Waſſer (CuCl, 4HO) in ſmaragdgrünen vierſeitigen Säulen, welche auch in Weingeiſt löslich ſind und beim Erhitzen bis auf 200° alles Waſſer entlaſſen. Eine Verbindung des Chlorides mit Kupferoxyd und Waſſer findet ſich ſelten als Atakamit oder Salzkupfererz (CuCl, 3CuO, 3HO) in ſmaragdgrünen Octaëdern und nadelförmigen Kryſtallen, auch derb, und wird in Peru fein gemahlen als Streuſand benutzt.

Das Kupferchlorid dient zur Chlorbereitung (vergl. Nachfolgendes) und zur Darſtellung von Bremer- oder Bergblau, die weingeiſtige Löſung zur Erzeugung grüner Flammen für theatraliſche Zwecke.

Wird das Kupferchlorid über 200° erhitzt, ſo entläßt es nach und nach die Hälfte Chlor und verwandelt ſich in Kupferchlorür (Cu_2Cl), welches gelbbraun und in rothbraunen Tetraëdern kryſtalliſirbar iſt, ſich leicht an der Luft oxydirt und in Salzſäure löslich iſt; die ſalzſaure Löſung wird durch Waſſer weiß gefällt und giebt beim Verdampfen an der Luft Kupferchlorid. In ſolchen Gegenden, wo Salzſäure als ein billiges Nebenproduct gewonnen wird, kann man die Chlorbereitung mittelſt Kupferchlorid bewerkſtelligen und das zurückbleibende Kupferchlorür durch Salzſäure immer wieder in Chlorid verwandeln.

Das Kupfer verbindet ſich auch in zwei Verhältniſſen mit Brom und Fluor, aber nur in einem Verhältniß (als Kupferiodür = Cu_2I) mit Jod. Keine dieſer Verbindung iſt von allgemeinerem Intereſſe.

Kupfer verbindet ſich beim Zuſammenſchmelzen mit Schwefel unter hellrother Lichtentwickelung zu

Kupferſulphür,

welches auf 63,4.. Th. Kupfer 16 Th. Schwefel enthält, alſo aus 2 Miſchungsgewichten Kupfer und 1 Miſchungsgewicht Schwefel beſteht und durch Cu_2S ausgedrückt wird. Dieſes findet ſich für ſich als Kupferglanz und mit Schwefeleiſen im Kupferkies und Buntkupfererz (Cu_2S, Fe_2S_3 und $Fe_2S_3, 3Cu_2S$), mit Schwefelwismuth als Kupferwismutherz ($BiS_3, 3Cu_2S$), mit Schwefelwismuth und Schwefelblei im Nadelerz, mit Schwefelzinn im Zinnkies (Cu_2S, SnS) und mit Schwefelarſen und Schwefeleiſen im Tennantit; es bildet ſich auch bei der Einwirkung von Schwefelwaſſerſtoff auf in Waſſer gelöſte Kupferoxydulſalze.

Der Kupferglanz iſt meiſt in Säulen und Dodecaëdern kryſtalliſirt; das künſtliche Kupferſulphür iſt eine ſchwarzgraue, metallglänzende Maſſe, kryſtalliſirt auch zuweilen in Octaëdern, iſt leichter als Kupfer ſchmelzbar und oxydirt ſich nur beim Erhitzen an der Luft. Das künſtliche Kupferſulphür wird zur Darſtellung des Kupfervitriols benutzt.

Kupferſulphid (CuS)

findet ſich ſehr ſelten als Kupferindig von ſchwarzblauer Farbe und leicht zerreiblicher Beſchaffenheit, ferner am Krater des Veſuvs, verbunden mit Schwefelantimon im Schwarzerz und wird durch Zerſetzung eines Kupferoxydſalzes mit Schwefelwaſſerſtoff als ein bräunlich-ſchwarzer Niederſchlag erhalten, der beim Trocknen grün wird, dann Lackmus röthet, beim Erhitzen die Hälfte Schwefel verliert und ſich an feuchter Luft in ſchwefelſaures Kupferoxyd verwandelt.

Selenkupfer

findet ſich natürlich als ein ſtahlgraues, leicht ſchmelzbares Erz, ferner in verſchiedenen Verhältniſſen mit Seenblei, nämlich als CuSe,PbS; CuSe,2PbSe und CuSe,4PbSe, und mit Selenſilber verbunden als Eukaërit.

Phosphorkupfer

kann in verſchiedenen Verhältniſſen beſtehen; Cu_2P wird durch Zerſetzung des baſiſch-phosphorſauren Kupferoxyds mit Kohle oder Waſſerſtoffgas bei ſtarker Glühhitze als eine grauſchwarze kryſtalliniſche Maſſe erhalten; Cu_3P wird durch Leiten von Phosphorwaſſerſtoffgas über das erhitzte Oxyd oder Chlorid

oder in die Löſung eines Kupferoxydſalzes erhalten, iſt ſchwarz und wird, wenn es auf trocknem Wege dargeſtellt, vor dem Löthrohr grau und giebt eine durch Phosphor gefärbte Flamme, auf naſſem Wege aber dargeſtellt wird es vor dem Löthrohr kupferroth, aber ſonſt nicht verändert; Cu_6P entſteht durch Erhitzen des vorigen bei der ſtärkſten Glühhitze und iſt hellgrau, metallglänzend und leicht in Salpeterſäure löslich; $Cu_{12}P$, durch Calciniren einer der vorigen Verbindungen bei der ſtärkſten Glühhitze zu erhalten, hat eine ſtahlartige Härte und kann zu ſchneidenden Inſtrumenten verarbeitet werden.

Arſenkupfer

entſteht leicht durch Zuſammenſchmelzen beider Stoffe und iſt weißgrau, metallglänzend, ſpröder und leichter ſchmelzbar als Kupfer, oxydirt ſich an der Luft, wird dadurch blind und verliert beim Glühen faſt alles Arſen. Das Arſenkupfer wurde ſonſt unter dem Namen Weißkupfer, weißes Tomback, zu Leuchtern, Schnallen, Wagen- und Pferdegeſchirr verarbeitet, iſt aber jetzt und wegen ſeines Arſengehaltes mit Recht durch das Neuſilber und die plattirten Waaren verdrängt worden.

Antimonkupfer

iſt ſehr ſpröde, von blaßvioletter Farbe und blättrigem Gefüge und ein Beſtandtheil einer Art von Pewter und des Britannia metal.

Das Kupfer giebt mehrere, für Künſte und Gewerbe ſehr wichtige Legirungen. Kupferzinn iſt die Bronze der Alten (mit 3 bis 15% Zinn), welche zu Münzen, Hausgeräthen, Nägeln, Ringen, Schilden, Schwertern u. ſ. w. verarbeitet und theils hart, theils durch Ablöſchen weich und biegſam gemacht wurde; jetzt verfertigt man nur Denkmünzen daraus, welche zugleich Zink und etwas Blei enthalten; die Glockenſpeiſe oder das Glockenmetall enthält 22% Zinn und iſt gelblichgrauweiß, hart, ſpröde, von ſehr feinkörnigem, dichtem Bruch und 8,8 ſpecif. Gewicht, ſehr klingend, leicht ſchmelzbar und dann ſehr dünnflüſſig. Die chineſiſchen Glocken, Gong-gongs, haben eine gleiche Zuſammenſetzung und werden durch Ablöſchen des glühenden Metalles in kaltem Waſſer weich und hämmerbar gemacht, wodurch ſie, wenn ſie mit einem hölzernen, mit Leder überzogenen Schlägel angeſchlagen werden, einen vollen kräf-

tigen Ton wie eine weit größere Glocke geben. Auch Klingeln, Uhrſchellen, Cymbeln u. dergl. werden aus ähnlichen Legirungen, die zuweilen etwas Zink enthalten, verfertigt und die engliſche Glockenſpeiſe beſteht aus 80 Kupfer, 10,1 Zinn, 5,6 Zink und 4,3 Blei. Das Kanonengut enthält nur 11—13% Zinn und iſt deßhalb weniger hart und ſpröde, gelblich und wird durch Ablöſchen in kaltem Waſſer völlig hämmerbar. Das Spiegelmetall enthält $\frac{1}{3}$ Zinn und iſt weiß, dicht, hart, feinkörnig und einer ſchönen Politur fähig und wird zu Metallſpiegeln verarbeitet, zu welchem Zweck auch Arſen zugeſetzt wird. Bei der Verzinnung kupferner Gefäße mag ſich wohl an der Oberfläche des Kupfers eine Legirung bilden, die ſich dann mit reinem Zinn bedeckt. Kupfergold bildet ſich leicht durch Zuſammenſchmelzen und iſt hochgelb, röthlichgelb oder roth, härter und leichter ſchmelzbar als Gold und dient zur Verfertigung der Goldwaaren und Münzen, ſo wie auch zum Vergolden von Kupfer, Bronze und Meſſing (vergl. auch Gold S. 153). Kupferplatin bildet ſich ebenfalls leicht durch Zuſammenſchmelzen und iſt bei gleichen Theilen goldähnlich und geſchmeidig. Bei 16 Kupfer auf 7 Platin und 1 Zink bildet ſich eine Legirung, die in Farbe dem feinen Gold ſehr nahe ſteht, ſich dünn auswalzen und in feine Drähte ziehen läßt und ſelbſt von ſtarker Salpeterſäure nicht angegriffen wird. Kupferſilber läßt ſich leicht in jedem Verhältniß durch Zuſammenſchmelzen darſtellen, iſt eben ſo dehnbar wie Silber, aber härter und klingender, und dient zur Darſtellung der Silberwaaren und Münzen. Kupferamalgam bildet ſich nur mittelbar, wenn nämlich das Kupfer mit einer Queckſilberlöſung befeuchtet und dann mit Queckſilber erhitzt wird; es iſt von blaßrother Ferbe und überzieht ſich leicht mit Queckſilber. Kupferblei entſteht nur bei heftiger Rothglühhitze und trennt ſich bei langſamer Abkühlung in zwei verſchiedene Legirungen; iſt für den Saigerungsproceß des Silbers von Wichtigkeit, da ſich das Silber meiſt mit der bleireicheren, ſchwereren Legirung abſetzt. Kupferzink iſt in zwei Arten für die Technik von Intereſſe, indem man vorzugsweiſe eine gelbe (Meſſing) und eine rothe (Rothguß) Legirung unterſcheidet, die wiederum ſehr viele Abarten haben. Kupfer und Zink verbinden ſich unmittelbar und oft unter Exploſion, wenn ſie zuſammengeſchmolzen werden; bei $\frac{1}{3}$ bis $\frac{1}{4}$ Zink entſteht das Meſſing, bei weniger Zink der Rothguß. Das Meſſing wurde früher

durch Zuſammenſchmelzen von Kupfer mit geröſtetem Galmei oder zinkiſchem Ofenbruch und Kohle bereitet, wird aber jetzt meiſt aus Kupfer und metalliſchem Zink zuſammengeſetzt. Es dient zu den verſchiedenartigſten Gußwaaren, zum ſogenannten Tafelmeſſing, aus welchem Meſſingdraht, Keſſel und Meſſingblech verfertigt wird; ſehr fein ausgeſchlagenes Meſſingblech iſt das ſogenannte Knitter- oder Rauſchgold. Das Meſſingloth wird aus 2 Th. Meſſing und 1 Th. Zink zuſammengeſetzt; ebenfalls zinkreichere Legirungen ſind das ſogenannte Moſaiſche Gold, welches auf 100 Th. Kupfer 52 bis 55 Th. Zink enthält und ſich gut halten ſoll, ferner das Briſtoler Meſſing, welches zwar nur $\frac{1}{3}$ Zink enthält, aber blaßgelb ausſieht, das Bathmetall, welches auf 32 Th. Meſſing 9 Th. Zink, und das Birminghamer Platin, welches auf 8 Th. Meſſing 5 Th. Zink enthält und faſt ganz weiß iſt. Auch hat man in der neuern Zeit ein ſehr zinkreiches Meſſing zur Anfertigung von Platten für den Schiffsbeſchlag empfohlen. Das Meſſing hat eine ſchöne gelbe Farbe, die um ſo goldgelber ausfällt, je mehr das Kupfer vorwaltet, und um ſo bläſſer wird, je mehr es Zink enthält. Es iſt hämmerbar und ſtreckbar (läßt ſich walzen, in Draht ziehen und gut bearbeiten) in der Wärme aber ſo ſpröde, daß es ſich in Stücke zerſchlagen läßt. Es ſchmilzt leichter als Kupfer, dient deßhalb auch als Loth für Kupfer, verbrennt an der Luft erhitzt und entläßt oberflächlich etwas Zink, wodurch es nach dem Poliren mehr goldfarbig wird; auch Salzſäure entzieht ihm oberflächlich Zink. Das Meſſing oxydirt ſich an feuchter Luft und ſetzt Grünſpan an, löſt ſich leicht in Säuren und iſt daher für viele Zwecke eben ſo gefährlich wie Kupfer. Durch Zuſatz von Blei wird das Meſſing härter und zur Bearbeitung auf der Drehbank geeignet, aber zum Treiben und Walzen unbrauchbar. Durch Zinn wird es leichter ſchmelzbar und dann als Schnellloth benutzt; Kupfer, Zink, Zinn und Blei iſt die Zuſammenſetzung der meiſten Knöpfe und die Legirung ſehr ſpröde, aber leichtflüſſig und deßhalb als Schnellloth brauchbar. Der Rothguß oder das Tomback, rothe Meſſing beſteht aus 5 bis 10 Th. Kupfer auf 1 Th. Zink; die verſchiedenen Arten des Rothguſſes ſind das unächte Blattgold, das Prinzenmetall, Pinchbeck, Similor, Mannheimer Gold u. ſ. w., welche zu goldähnlich ausſehenden Luxusartikeln, auch bei Maſchinen zu Zapfenlagern und Büchſen verbraucht werden, und die neue Bronze

welche einen Zuſatz von Blei oder Zinn hat und zu Gußwaaren in Statuen, Büſten, Denkmälern u. ſ. w. benutzt wird. Bei gehörigem Miſchungsverhältniß überzieht ſich die Bronze an der Luft mit einer dünnen Kruſte von grünem halbkohlenſaurem Kupferoxydhydrat, welche Schutz für den weiteren Einfluß der Luft gewährt und ihr das Anſehen giebt, welches alte Bronze hat, die Jahrhunderte in der Erde vergraben war.

---

11. Kobalt.

Cobaltum. Co = 29,568 oder 368,991.

Das Kobalt findet ſich im Ganzen nicht ſehr häufig und dann entweder oxydirt und auch mit Säuren verbunden, oder an Arſen, oder an dieſes und Schwefel gebunden; auch findet es ſich neben Nickel in den meiſten Meteorſteinen, wie es überhaupt ein Begleiter dieſes Metalles oder dieſes ein Begleiter des Kobaltes iſt. Man gewinnt das Kobalt, aber nur im Kleinen, durch Reduction des Oxydes mit Kohle oder durch Glühen des oxalſauren Salzes.[73])

Das Kobalt iſt weißgrau, lebhaft glänzend, mittelmäßig hart und ziemlich ſpröde (jedoch etwas dehnbar und verträgt einige Schläge), von 8,71 ſpecif. Gewicht, ſchwach magnetiſch, ſehr ſtrengflüſſig und nicht flüchtig. Hat keine Anwendung.

Beim Erhitzen läuft das Kobalt wie Stahl an und verbrennt bei heftiger Hitze mit rother Flamme zu einem Gemenge von Oxydul und Oxyd.

Kobaltoxydul.

Dieſe Oxydationsſtufe des Kobaltes wird durch Glühen des kohlenſauren Salzes bei Abſchluß der Luft gewonnen und enthält auf 29,568 Th. Kobalt 8 Th. Sauerſtoff, beſteht demnach aus gleichen Miſchungsgew. beider Stoffe und wird durch CoO (= 37,568) bezeichnet. Es bildet ſich auch beim Ueberleiten von Waſſerdämpfen über glühendes Metall, beim Schmelzen des Kobaltoxydes mit Aetzkali und beim Löſen des Metalles in Schwefelſäure oder Salpeterſäure.

Das Kobaltoxydul iſt ein hellgrüngraues oder olivengrünes Pulver (kann auch in quadratiſchen Tafeln kryſtalliſirt erhalten werden), nicht magnetiſch und unſchmelzbar und bildet mit Waſſer ein roſenrothes, kryſtalliniſches Hydrat (CoO,HO). Das Kobaltoxydul verbindet ſich mit Säuren, aber auch mit ſtärkeren Baſen, und wird in der Porzellanmalerei benutzt.

Die Kobaltoxydulſalze ſind im kryſtalliſirten Zuſtande pfirſichblüthroth und werden meiſt durch Entwäſſern blau, ſchmecken adſtringirend und röthen Lackmus; die Löſungen werden nicht durch Schwefelwaſſerſtoff gefällt und geben mit Schwefelammonium einen ſchwarzen, mit Aetzkali einen permanenten mohnblauen, auf dem Filter grün und beim Kochen ſchmutzig blaßroth werdenden, mit Ammoniak einen blauen, im Ueberſchuß mit grüner, an der Luft braun werdender Farbe löslichen, mit kohlenſauren Alkalien einen permanenten rothen und mit kohlenſaurem Ammoniak einen rothen, im Ueberſchuß mit grüner Farbe löslichen Niederſchlag. In der Glühhitze werden alle Kobaltoxydulſalze mit Ausnahme des ſchwefelſauren Salzes zerſetzt; vor dem Löthrohr mit Soda auf Kohle erhitzt geben ſie ein graues magnetiſches Metallpulver und mit Borax und Phosphorſalz blaue Gläſer, mit Magneſia ein rothes, mit Alaunerde ein blaues und mit Zinkoxyd ein grünes Pulver.[74])

Salpeterſaures Kobaltoxydul (CoO, NO_5)

kryſtalliſirt in waſſerhaltigen karmoiſinrothen Prismen, iſt leicht ſchmelzbar und dient im gelöſten Zuſtande zur Darſtellung anderer Kobaltpräparate und bei Löthrohrverſuchen als Reagens auf Magneſia, Alaunerde und Zinkoxyd (vergl. Vorhergehendes), ſo wie auch zur Darſtellung des Rinmann'ſchen Grün, indem man es mit einer reinen Zinklöſung vermiſcht, dann durch kohlenſaures Kali fällt und den ausgewaſchenen und getrockneten Niederſchlag heftig glüht. Durch die verſchiedenen Mengen von Zinkoxyd erhält man verſchiedene Nüancen dieſer Farbe, welche auch als Kobaltgrün oder grüner Zinnober bekannt iſt und in der Waſſer- und Oelmalerei benutzt wird. Trocknes ſalpeterſaures Kobaltoxydul mit trocknem eſſigſauren Zinkoxyd vermiſcht und erhitzt, entzünden ſich und verbrennen unter Funkenſprühen zu Rinmannſchen Grün.

Schwefelſaures Kobaltoxydul

kommt im baſiſchen Zuſtande als Kobaltvitriol ($SO_3, 3CoO + 8HO$) in

fleiſchrothen, glanzloſen, derben Maſſen und als Ueberzug vor; das neutrale Salz kryſtalliſirt mit Waſſer verbunden ($CoO, SO_3 + 6$ oder $7HO$) in rothen, ſchiefen rhombiſchen Prismen und bildet mit den ſchwefelſauren Alkalien und 6 Miſchungsgewichten Waſſer Doppelſalze.

Kieſelſaures Kobaltoxydul

iſt ein Beſtandtheil der ſogenannten Smalte,[75]) welche als ein gegen Witterung, Säuren und Alkalien unveränderliches Pigment als Anſtrichfarbe, ſonſt aber noch zum Bläuen von Leinenzeug und Papier benutzt wird, für letzteren Zweck aber nicht zu empfehlen iſt, da dadurch die Federn ſchnell ſtumpf werden.

Phosphorſaures Kobaltoxydul ($PO_5, 2CoO$)

iſt ein pfirſichblüthrothes, in Waſſer unlösliches Pulver, welches beim Vermiſchen mit der achtfachen Menge reinen, feuchten, gallertartigen Alaunerdehydrat, Eintrocknen und nachherigen Erhitzen bis zur Kirſchrothglühhitze das Thenard'ſche Blau giebt, eine Farbe, die dem Ultramarin ſehr nahe kommt, aber nicht gehörig deckt.

Arſenigſaures Kobaltoxydul

findet ſich als Kobaltbeſchlag oder erdiger rother Erdkobalt pfirſichblüthroth bis blaß roſenroth, derb, traubig, nierenförmig, ſchuppig oder erdig und undurchſichtig mit 12% Waſſer und meiſt mit Nickeloxyd, Arſenſäure, Eiſenoxyd und Schwefelſäure verbunden.

Arſenſaures Kobaltoxydul

findet ſich als Kobaltblüthe oder ſtrahliger rother Erdkobalt mii Waſſer ($AsO_5, 3CoO + 8HO$) oder mit Eiſenoxydul ($FeO, 8CoO, 3AsO_5 + 24HO$) verbunden und bildet durchſcheinende, nadel- und haarförmig aufgewachſene, zu Sternen und Büſcheln gruppirte Kryſtalle oder nierenförmige, traubige Maſſen von ſtrahliger Textur.

Kobaltoxyd (Co_2O_3)

bildet ſich beim ſchwachen Erhitzen des ſalpeterſauren Kobaltoxyduls oder bei der Behandlung des Oxydulhydrates mit unterchlorigſaurem Natron und findet ſich natürlich als Kobaltſchwärze und mit Manganoxyd als ſchwarzer Erdkobalt ($Co_2O_3, Mn_2O_3 + 3HO$). Es iſt ſchwarz, bildet mit Waſſer ein ſchwarzes Hydrat (Co_2O_3, HO), entläßt beim Glühen Sauerſtoffgas, löſt ſich in Salz-

ſäure unter Entwicklung von Chlor und in Ammoniak unter Entbindung von Stickſtoffgas und bildet mit den meiſten Säuren Salze, die ſich aber ſehr bald in der Wärme und am Licht zerſetzen. Es giebt auch mehrere intermediäre Verbindungen zwiſchen Kobaltoxyd und Kobaltoxydul, wie Co_8O_9 oder $6CoO + Co_2O_3$, Co_6O_7 oder $4CoO + Co_2O_3$ und Co_3O_4 oder $CoO + Co_2O_3$. Auch vermuthet man die Exiſtenz einer Kobaltſäure (CoO_2).

Kobaltchlorür (CoCl)

bildet ſich beim Löſen des reinen oder kohlenſauren Oxyduls oder des Oxydes oder auch des Metalles in Salzſäure (letzteres löſt ſich nur in erhitzter concentrirter Salzſäure unter Waſſerſtoffgasentwicklung) und bildet entweder blaue waſſerfreie oder granatrothe, waſſerhaltige, luftbeſtändige Kryſtalle, iſt zum Theil unzerſetzt flüchtig und hinterläßt Kobaltoxychlorür. Die Auflöſung iſt roth, im ſehr verdünnten Zuſtande aber farblos und wird als ſympathetiſche Tinte benutzt, da die damit gemachten Schriftzüge unleſerlich ſind, aber beim mäßigen Erwärmen des Papiers mit blauer Farbe hervortreten und beim Erkalten wieder verſchwinden.

Kobaltſulphür (CoS)

bildet ſich beim Aufwerfen von Schwefel auf glühendes Kobalt unter Feuererſcheinung oder beim Erhitzen des ſchwefelſauren Kobaltoxyduls mit Kohle und ſtellt grauſchwarze, metallglänzende, graphitähnliche magnetiſche Schuppen dar; auf naſſem Wege durch Zerſetzung eines Kobaltoxydulſalzes mit Schwefelammonium gebildet iſt es ein ſchwarzes Pulver, welches ſich an der Luft in ſchwefelſaures Kobaltoxydul verwandelt.

Kobaltſulphid (Co_2S_3)

findet ſich natürlich als Kobaltkies in regelmäßigen Octaedern und Cuboctaedern von 5,0 ſpecif. Gewicht und zinnweißer bis lichtſtahlgrauer Farbe und bildet ſich beim Ueberleiten von Schwefelwaſſerſtoff über gelinde erwärmtes Kobaltoxyd.

Kobaltſuperſulphid (CoS_2)

hinterbleibt bei der Behandlung des Sulphides mit kochender Salzſäure als ein ſchwarzes glanzloſes Pulver und findet ſich mit Arſenkobalt natürlich vor (ſ. unten).

Selenkobalt

kommt mit Selenblei verbunden vor und hat eine graue, ins Bläuliche ziehende Farbe und ziemlichen Metallglanz.

Arſenkobalt

bildet ſich leicht beim Erhitzen beider Körper und unter Entwicklung eines rothen Lichtes. Es findet ſich mit einer ſehr kleinen Menge Eiſen als Teſſeralkies (Co_2As_3) in zinnweißen Würfeln und Octaëdern von 6,78 ſpeeif. Gewicht, ferner mit Arſeneiſen, auch mit Arſennickel als Speiskobalt (11CoAs, 2FeAs und 8CoAs, 7FeAs, NiAs) in zinnweißen bis ſtahlgrauen, bunt angelaufenen, metallglänzenden, regelmäßigen Octaëdern und in derben Maſſen von 6,13 bis 7,0 ſpeeif. Gewicht und endlich mit Kobaltſuperſulphid als Glanzkobalt oder Kobaltglanz ($CoAs, CoS_2$) in ſilberweißen, etwas röthlichen, lebhaft metallglänzenden Pentagonaldodecaëdern von 6,23 — 6,44 ſpecif. Gewicht. Die angeführten Kobalterze werden zur Smaltebereitung benutzt und dabei als Nebenproduct Arſen und arſenige Säure gewonnen.

Die Verbindungen des Kobaltes mit den übrigen nichtmetalliſchen Stoffen (Waſſerſtoff-, Stickſtoff-, Kohlenſtoff-, Bor- und Kieſelverbindungen ſind ganz unbekannt), ſo wie auch die Legirungen haben kein beſonderes Intereſſe.

---

12. Nickel.

Niccolum. Ni = 29,622 oder 369,675.

Das Nickel findet ſich nicht ſehr häufig und theils gediegen als Foſſil und als Beſtandtheil der meiſten Meteorſteine, theils oxydirt, auch an Säuren

gebunden, theils geſchwefelt oder arſenirt und mit andern Schwefel- oder Arſenmetallen verbunden. Es wird im Großen durch Reduction des Oxyduls mit Kohle, im Kleinen durch Erhitzen des oxalſauren Nickeloxyduls gewonnen.[76])

Das Nickel iſt faſt ſilberweiß, ſtark glänzend, hart, in Kälte und Wärme dehn- und ſtreckbar, ſtark magnetiſch, von 8,82 bis 8,93 ſpecif. Gewicht, äußerſt ſtrengflüſſig und nicht flüchtig.

Man verwendet das Nickel für ſich zur Verfertigung von Magnetnadeln und mit Eiſen zur Darſtellung des Meteorſtahls und mit Kupfer und Zink verbunden als Argentan.

Das Nickel verändert ſich nicht an trockner oder feuchter Luft, läuft aber bei höherer Temperatur wie Stahl an und überzieht ſich in der Glühhitze mit einem grünlichgrauen Oxyd und verwandelt ſich bei fortgeſetztem Glühen größtentheils in eine braune ſpröde Maſſe, welche jedoch noch dem Magnet folgt. Vor der durch Sauerſtoffgas angefachten Weingeiſtflamme verbrennt es unter Funkenſprühen und in der Glühhitze zerſetzt es nur langſam den Waſſerdampf, wobei es ſich mit Oxydul bedeckt.

Das Nickeloxydul (NiO) entſteht auch beim Löſen des Metalles in Salpeterſäure, Schwefelſäure oder Phosphorſäure, und wird durch Glühen des Oxydulhydrates oder des kohlenſauren Salzes bei abgeſchloſſener Luft als ein dunkelaſchgraues Pulver, bei der Waſſerzerſetzung durch glühendes Metall in kleinen hellolivengrünen Kryſtallen erhalten; es iſt feuerbeſtändig und verbindet ſich mit Waſſer zu einem apfelgrünen Hydrat (NiO,HO), ferner mit Säuren und Baſen.

Die Nickeloxydulſalze ſind im waſſerhaltigen Zuſtande grün, waſſerfrei blaß-grünlichgrau und von ſüßlich-metalliſchem Geſchmack; die Löſungen werden nicht durch Schwefelwaſſerſtoff gefällt und geben mit Schwefelammonium einen permanenten ſchwarzen, mit den feuerbeſtändigen reinen oder kohlenſauren Alkalien einen permanenten apfelgrünen und mit reinem oder kohlenſaurem Ammoniak einen grünen, im Ueberſchuß mit ſchön laſurblauer Farbe löslichen Niederſchlag. Vor dem Löthrohr mit Soda auf der Kohle erhitzt, geben die Nickeloxydulſalze ein magnetiſches graues Metallpulver und

mit Borax und Phosphorsalz geglüht gelbrothe Gläser. Von den Nickeloxydulsalzen hat nur das arsensaure Salz in sofern Interesse, daß es im basischen Zustande als Nickelocker (AsO_5,3NiO + 8HO) in derben, erdigen, zerreiblichen, grünen Massen vorkommt.

Das Nickeloxyd (Ni_2O_3) findet sich natürlich als Nickelschwärze und bildet sich beim gelinden Glühen des salpetersauren Nickeloxyduls oder bei der Einwirkung von unterchlorigsaurem Natron auf Oxydulhydrat, ist schwarz, bildet mit Wasser ein schwarzes Hydrat (Ni_2O_3,HO), entläßt in der Hitze Sauerstoffgas und löst sich in Salzsäure unter Entwicklung von Chlor, in Ammoniak unter Freiwerden von Stickstoffgas.

Nickelchlorür (NiCl)

entsteht beim schwachen Glühen von feinzertheiltem Nickel in Chlorgas unter starker Feuerentwicklung und beim Lösen des Oxyduls oder Metalles in Salzsäure. Es stellt im wasserfreien Zustande blaßgelbe, in Masse goldgelbe, glänzende, zarte, talkartig anzufühlende Krystallschuppen dar und krystallisirt aus der Lösung mit 9 Mischungsgew. Wasser in smaragdgrünen Säulen, welche an der Luft zerfließen, in der Hitze schmelzen und gelb werden und zuletzt als wasserfreies Chlorür sublimiren. Die saure Auflösung ist zum Bruniren der Flintenläufe vorgeschlagen worden und die sehr verdünnte neutrale Lösung kann als sympathetische Tinte benutzt werden, da ihre unsichtbaren Schriftzeichen auf Papier beim Erwärmen desselben gelb werden.

Nickelsulphür (NiS)

bildet sich beim Erhitzen des Nickels mit Schwefel unter starker Feuerentwicklung und stellt eine speisgelbe, spröde, auf dem Bruch unebene, nicht magnetische Masse dar. Es findet sich natürlich als Haarkies in haarförmigen, regelmäßig sechstheiligen, messinggelben bis speisgelben Säulen, ferner mit Schwefeleisen als Eisennickelkies.

Nickelsulphid

findet sich mit Schwefelwismuth als Nickelwismuthglanz (Ni_2S_3,BiS) in silberweißen Octaedern.

Nickelſuperſulphid (NiS_2)

findet ſich mit Antimonnickel als Nickelſpießglanzerz (NiS_2, NiS_6) in blei- bis ſtahlgrauen regelmäßigen Octaedern.

Arſennickel

findet ſich als Plakodin (Ni_4As) mit Spuren von Kobalt, Kupfer, Eiſen und Schwefel in hellſpeisgelben Kryſtallen, als kryſtalliſirte Kobaltſpeiſe (Ni_3As) zuweilen in Blaufarbenöfen in ſtark glänzenden, hell tombackfarbenen Kryſtallen, als Kupfernickel (Ni_2As und Ni_2Sb + $11Ni_2As$ und Ni_2Sb + $2Ni_2As$) in licht kupferrothen, doppelt ſechsſeitigen Pyramiden und als Arſenikнickel oder Weißnickelerz (NiAs) in ſpröden zinnweißen Würfeln. Arſen verbindet ſich ohne Feuererſcheinung mit Nickel.

Antimonnickel (Ni_2Sb)

findet ſich als Antimonnickelerz in lichtkupferrothen, ſtumpfen, doppelt ſechsſeitigen Pyramiden oder ſechsſeitigen Tafeln und als NiSb mit Nickelſuperſulphid im Nickelſpießglanzerz. Das Nickel verbindet ſich unter Entwicklung eines rothen Feuers mit Antimon.

Die bekannten Verbindungen des Nickels mit den übrigen nicht metalliſchen Stoffen haben kein techniſches Intereſſe.

Unter den Legirungen des Nickels ſind nur die mit dem Eiſen (Meteoreiſen und Meteorſtahl unter Eiſen zu vergleichen) und die mit Kupfer und Zink von Intereſſe. Während das Nickelzink ſehr ſpröde iſt und eine unanſehnliche Farbe hat, beſitzt das Nickelkupfer bei $^1/_{10}$ Nickel eine große Dehnbarkeit und ſilberweiße Farbe und behält dieſe Eigenſchaften auch, wenn es mit Nickelzink verbunden wird. Eine ſolche gemiſchte Legirung aus Nickel, Kupfer und Zink iſt von den Chineſen ſchon ſeit langer Zeit unter dem Namen Packfong und ſeit 100 Jahren in Suhl als Suhler Weißkupfer, aber erſt in der neueren Zeit ſind ähnliche Legirungen unter dem Namen Argentan, Neuſilber und Maillechort auch an andern Orten zur Darſtellung verſchiedener Geräthſchaften verfertigt worden. So eignet ſich die Legirung aus

2 Th. Kupfer, 1 Th. Nickel und 1 Th. Zink für Löffel und Gabeln, die aus 5 Th. Kupfer, 2 Th. Nickel und 2 Th. Zink für Meſſer- und Gabelhefte, Lichtſcheeren u. ſ. w., die aus 3 Th. Kupfer, 1 Th. Nickel und 1 Th. Zink zum Walzen. Ein Zuſatz von 2 bis 3% Blei wird für gegoſſene Gegenſtände, wie Leuchter, Sporen, Glocken u. ſ. w. benutzt, und durch 2½ Procent Eiſen oder Stahl wird die Legirung viel weißer, aber auch härter und ſpröder. Amerikaniſches Neuſilber beſteht aus 24 Th. Nickel, 36 Th. Zink, 96 Th. Kupfer, 4 Th. Mangan, 2 Th. Silber, 2 Th. Zinn, 1 Th. Kobalt und 1 Th. Eiſen. Das Argentan iſt härter als Silber und ſehr polirfähig, von ſilberweißer, etwas grauer Farbe, nur bei Eiſengehalt etwas magnetiſch und in ſtarker Rothglühhitze ſchmelzbar, wobei, wenn Luft zutreten kann, das Zink verbrennt. Es wird nur wenig mehr von Eſſig, Olivenöl und Butter oxydirt, als 12löthiges Silber, und iſt den mit Silber plattirten Waaren deßhalb vorzuziehen, weil es beim Abnutzen ſtets weiß bleibt und die Gerähſchaften im unbrauchbaren Zuſtande von den Fabrikanten zu ⅔ des Neuſilberwerthes zurückgekauft werden.

---

13. Eiſen.

Ferrum. Fe = 28,0 oder 350,0.

Das Eiſen findet ſich gediegen als Meteoreiſen (ob telluriſches Eiſen gediegen vorkommt, iſt noch zweifelhaft), in verſchiedenen Zuſtänden der Oxydation und mit Säuren verbunden, geſchwefelt und arſenirt und dann gewöhnlich mit andern Schwefelmetallen verbunden. Das Eiſen wird nur aus den Oxyden und einigen Salzen ausgebracht, indem dieſe meiſt erſt geröſtet, dann gepocht und endlich der Reduction mit Kohle unterworfen werden und das ſo erhaltene Roheiſen dem Friſchproceß unterworfen wird.[77])

Das reine Eiſen iſt im compacten Zuſtande zinnweiß, ſtark glänzend, äußerſt dehnbar, von muſchelig-kryſtalliniſchem Bruch und 7,84 ſpecif. Gewicht, äußerſt ſtrengflüſſig und ſchweißbar. Das Stabeiſen, als die reinſte im Großen zu erzielende Eiſenſorte, hat noch immer verſchiedene fremde Stoffe,

wodurch abweichende Eigenſchaften bedingt werden. Es hat auf dem friſchen Bruche eine lichtgraue, einerſeits ins Weiße, anderſeits ins Dunkle ſich ziehende, da aber, wo es der feuchten Luft ausgeſetzt war, eine eiſenſchwarze Farbe; je ſtärker der Glanz bei graulichweißer Farbe hervortritt und wenn er ſchwächer bei lichter Farbe iſt, um ſo beſſer iſt das Stabeiſen; ſpielt der Glanz aber ins Bläuliche, ſo iſt das Eiſen verbrannt. Das Stabeiſen hat urſprünglich eine körnig-zackige Textur, welche aber durch das Schmieden ſehr verändert wird und bei ſehr häufiger Ausreckung des Stabes entſteht endlich die ſehnige Textur, was ein Zeichen der großen Zähigkeit und Güte iſt; die Sehnen oder Adern ſind dann von lichter Farbe. Vielkantige, gröbere oder feinere, der Bruchfläche zuweilen ein ſchuppiges Anſehen gebende Körner ſind Zeichen eines ſchlechten, brüchigen Eiſens und ſind dieſe ſchieferig, ſo iſt das Eiſen verbrannt, ſind ſie ganz flach und ſchuppig, ſo iſt das Eiſen kaltbrüchig und ſind ſie kantig und ſehnig, ſo iſt das Eiſen ſchlecht gefriſcht; rothbrüchiges Eiſen hat immer lange Sehnen. Das zackig-körnige Eiſen iſt das dichteſte und eignet ſich beſonders zum Poliren, das kantig-körnige und weiche aber nicht, jedoch iſt kein Eiſen frei von undichten Stellen, wodurch Schieſer entſtehen. Man unterſcheidet weiches und hartes Eiſen; das erſtere iſt, wenn es weich und zähe, langſehnig und zwiſchen ſilberweiß und bleigrau geadert, von vorzüglicher Güte, wenn es aber kurzſehnig und auf dem Bruch zwiſchen bleigrau und ſchwarzgrau erſcheint, mürbe, nicht feſt und gehört zu den ſchlechteſten Eiſenſorten. Das harte, zähe Eiſen, welches nur in dünnen Stäben ein ſilberweißes adriges Gefüge erhält, iſt das beſte Eiſen und viel leichter ſchweißbar als das weiche Eiſen, welches überhaupt dazu unbrauchbar iſt.

Das Eiſen, welches ſich zwar bei der Schweißhitze gut ſchweißen läßt, aber bei abnehmender Temperatur, beſonders bei der Rothglühhitze, durch Schmieden und ſonſtiges Bearbeiten an den Kanten Riſſe und Sprünge bekommt, heißt rothbrüchiges Eiſen und die Urſache dieſer übeln Eigenſchaft iſt der geringſte, chemiſch kaum nachzuweiſende Gehalt von Schwefel oder ein größerer Gehalt von Kupfer. Das Eiſen, welches ſo wohl in der Kälte als in der Wärme brüchig iſt, heißt rothbrüchiges Eiſen, eine Eigenſchaft, welche ſich zeigt, wenn es nicht gehörig gefriſcht worden iſt; das Eiſen, welches ohne Wärme leicht zerſpringt, ſonſt aber leicht und gut ſchweißbar iſt,

heißt kaltbrüchiges Eiſen, und die Urſache iſt ein Gehalt an Phosphor, der aber immer bedeutender, als im rothbrüchigen der Schwefelgehalt iſt; auch Zinn, Arſen, Antimon und Chrom machen das Eiſen kaltbrüchig. Faulbrüchiges Eiſen iſt hart und mürbe und enthält gewöhnlich Kieſel; ſog. hadriges Eiſen iſt nicht ſchweißbar und enthält Calcium. Alles Stabeiſen enthält bis zu $\frac{1}{2}$ Procent Kohlenſtoff, wodurch es ſchweiß- und hämmerbar wird; erhitzt man gutes Stabeiſen lange bei Zutritt der Luft, ſo verliert es, wahrſcheinlich durch Verluſt von Kohlenſtoff, viel von ſeiner Zähigkeit und nähert ſich in ſeinen Eigenſchaften dem mürben, zähen Eiſen; man nennt ein ſo verändertes Eiſen verbranntes Eiſen. Vermieden wird das Verbrennen des Eiſens durch ſchnelle Erhitzung bei möglichſt abgehaltenem Zutritt der Luft (unter einer Decke von Glühſpan oder Schlacken, Sand).

Kein Metall hat eine ſolche verbreitete Anwendung wie das Eiſen und keins iſt für die Civiliſation ſo unentbehrlich. Es dient in Form von Stäben, Platten, Draht, Blech (Schwarz- und Weißblech) zu den verſchiedenartigſten Geräthſchaften von dem gröbſten Werkzeug an bis zum feinſten Inſtrument, in welchem es über den Goldwerth gelangen kann.

Das Eiſen verändert ſich nicht an trockner Luft, wird aber an feuchter, kohlenſäurehaltiger Luft oberflächlich und unter gleichzeitiger Bildung von Ammoniak oxydirt (in reinem von der Kohlenſäure und atmoſphäriſchen Luft getrenntem Waſſer erleidet das Eiſen ebenfalls keine Veränderung). Beim Erhitzen an der Luft färbt ſich das Eiſen an der Oberfläche und läuft an; kurz vor dem Glühen zeigt es eine dunkelblaue Farbe, was durch eine oberflächliche Oxydation bedingt iſt. In der Rothglühhitze bedeckt es ſich mit einer ſchwarzen Kruſte, welche beim Hämmern abſpringt (Hammerſchlag) und ein Gemenge zweier Oxydationsſtufen iſt, die auch entſteht, wenn Eiſen in Sauerſtoffgas verbrannt wird, was unter lebhaftem Funkenſprühen ſtattfindet (dieſelbe Erſcheinung zeigt auch das Eiſen beim Schlagen an den Feuerſtein, indem durch dieſen kleine Theilchen Eiſen abgeriſſen und durch die ſtattfindende Reibung ſo weit erhitzt werden, daß ſie ſich mit dem Sauerſtoff der Luft unter Erglühen verbinden). Vor dem Knallgasgebläſe erhitzt wird Eiſendraht in ein Suboxyd

(Fe_4O) verwandelt. Das Eiſen hat zwei baſiſche Oxyde, welche mehre intermediäre Verbindungen bilden, und ein ſaures Oxyd.

Eiſenoxydul.

Dieſes enthält auf 28 Th. Eiſen 8 Th. Sauerſtoff, beſteht alſo aus gleichen Miſchungsgew. beider Stoffe und wird durch FeO (= 36,0) bezeichnet. Es findet ſich nie frei in der Natur, ſondern ſtets mit Säuren oder mit Chromoxyd oder Eiſenoxyd verbunden und bildet ſich beim Ueberleiten von Waſſerdämpfen über glühendes Eiſen und beim Löſen deſſelben in ſolchen wäßrigen Säuren, welche nicht leicht Sauerſtoff entlaſſen.[78])

Das Eiſenoxydul iſt ſchwarz, metallglänzend, magnetiſch und nur bei ſehr hohen Hitzgraden zu einer poröſen, ſchlackigen, glanzloſen Maſſe ſchmelzbar und bildet mit Waſſer ein weißes Hydrat, welches durch Kochen bei Abſchluß der Luft das Hydratwaſſer verliert und ſchwarz wird und an der Luft ſchnell Sauerſtoff anzieht, wobei es erſt graugrün und zuletzt bräunlichgelb wird. Im geglühten Zuſtande iſt das Eiſenoxydul ſchwierig in Säuren löslich.

Die Eiſenoxydulſalze ſind im waſſerfreien Zuſtande weiß, im waſſerhaltigen grün, röthen, wenn ſie in Waſſer löslich ſind, Lackmus und haben einen zuſammenziehenden tintenartigen Geſchmack. Sie oxydiren ſich beim Zutritt der Luft höher, wobei ſie erſt gelblich und dann bräunlichgelb werden und, wenn ſie in Waſſer gelöſt ſind, ein baſiſches Oxydſalz abſetzen. Nur die in Waſſer löslichen Eiſenoxydulſalze werden beim Glühen an der Luft zerſetzt. Die Löſungen werden durch Stickſtoffoxydgas, welches ſie in großer Menge abſorbiren, ſchwarz gefärbt und nicht durch Schwefelwaſſerſtoff verändert, geben mit Schwefelammonium einen ſchwarzen, mit ätzenden und kohlenſauren Alkalien einen weißen, allmählig graugrün und bräunlichgelb werdenden und mit Kaliumeiſencyanür einen weißen, allmählig grün und zuletzt blau werdenden Niederſchlag, werden in reinem Zuſtande nicht durch Galläpfeltinctur gefärbt und wirken auf die Salze des Goldes, Platins und Silbers und auf Indig reducirend. Vor dem Löthrohre mit Soda auf Kohle erhitzt, geben die Eiſenoxydulſalze ein graues magnetiſches Metallpulver und mit Borax und Phosphorſalz erhitzt in

der äußeren Flamme braunrothe, beim Erkalten farblos werdende, und in der inneren Flamme grüne Perlen.[79])

Kohlenſaures Eiſenoxydul (FeO,CO_2)

findet ſich natürlich als Spatheiſenſtein oder Eiſenſpath in weißen, grau- oder iſabellgelben, an der Luft dunkler werdenden, durchſcheinenden Rhomboëdern faſt immer mit kohlenſaurem Manganoxydul, Kalk und Magneſia verbunden, als Junckerit in rhombiſchen Säulen und als Sphäroſiderit in derben, kugeligen und nierenförmigen Maſſen vor, und auch in Kohlenſäure gelöſt als Beſtandtheil der eiſenhaltigen Mineralwäſſer. Künſtlich dargeſtellt iſt es ein weißer, lockerer, geruch- und geſchmackloſer, nicht in reinem, aber in kohlenſaurem Waſſer löslicher Niederſchlag, welcher ſich durch den Zutritt der Luft augenblicklich grünlich und dann braun färbt und in Eiſenoxydhydrat übergeht. Das künſtliche Salz wird als innerliches Heilmittel und zur Darſtellung eiſenhaltiger Mineralwäſſer, das natürliche aber zur Gewinnung von Rohſtahleiſen benutzt.

Schwefelſaures Eiſenoxydul (FeO,SO_3),

bekannt als Eiſenvitriol, grüner Vitriol oder Kupferwaſſer, findet ſich als neueres Erzeugniß zerſtörter Eiſenkieſe in Höhlen, Kohlengruben und alten bergmänniſchen Bauen als Kupferrauch und in Grubenwäſſern gewöhnlich mit Kupfervitriol gelöſt, kryſtalliſirt bei gewöhnlicher Temperatur in ſchiefen rhombiſchen Prismen (FeO,SO_3+7HO), bei 80° in geraden rhombiſchen Prismen (FeO,SO_3+4HO), iſt bläulichgrün, verwittert an der Luft, ſchmilzt beim Erhitzen und entläßt das Kryſtallwaſſer, dabei zu einem weißen Pulver zerfallend, und verwandelt ſich beim Röſten an der Luft in baſiſches Oxydſalz, welches bei höherer Temperatur die Schwefelſäure entläßt. Der Eiſenvitriol wird zur Gewinnung der rauchenden Schwefelſäure, zur Darſtellung verſchiedener Eiſenpräparate, des ſchwefelſauren Ammoniaks u. ſ. w., zur Abſcheidung des Goldes, zum Schwarz- und Chemiſchblaufärben, zum Schwärzen der Hüte, zur Tintenbereitung, zur Desoxydation des Indigs in der Vitriolküpe, als Mittel gegen Holzſchwamm und zu vielen anderen Zwecken, ſo wie auch in der Medicin benutzt.

Kieſelſaures Eiſenoxydul (FeO,SiO_3)

findet ſich als neutrales Salz nicht vor, aber als $^1/_3$ baſiſches Salz ($SiO_3,3FeO$) im Fayalit, als $^2/_3$ baſiſches Salz ($SiO_3,2FeO$) im Chlorophäit, als $^1/_6$ baſi-

ſches Salz und mit Waſſer verbunden (SiO_3, 6 FeO + 2 HO) im Sideroſchi-
lolith, ferner mit anderen meiſt baſiſchen Silicaten als Knebelit, Krokydolith,
Stilpnomelan und Karpholit und mit Eiſenchlorid, Eiſenoxydhydrat und kieſel-
ſaurem Manganoxydul als Pyrosmalith.

Phosphorſaures Eiſenoxydul (PO_5, 2 FeO)

iſt ein weißes, in Waſſer unlösliches Pulver, welches an der Luft blau wird
und findet ſich im mehr baſiſchen Zuſtande als Blaueiſenerz oder Vivianit
(PO_5, 3 FeO + 6 HO), als Anglarit (PO_5, 4 FeO + 4 HO), als Mullicit
(PO_5, 3 FeO + 8 HO), mit baſiſchem Manganſilicat (und Waſſer) als Triplit,
Hetepozit oder Heteroſit und Huraulit, und mit Manganſilicat und Eiſen-
fluorür als Eiſenapatit.

Arſenſaures Eiſenoxydul

findet ſich in einigen Mineralien mit Oxydſalz (vergl. S. 221).

Eiſenoxydul-Chromoxyd (FeO, Cr_2O_3)

kommt natürlich als Chromeiſenſtein, in welcher ein Theil des Eiſenoxyduls
durch Magneſia und ein Theil des Chromoxydes durch Alaunerde vertreten iſt
($FeO, 5MgO + 10Cr_2O_3, 3Al_2O_3$ und $9FeO, 8MgO + 12Cr_2O_3, 5Al_2O_3$) vor,
findet ſich zuweilen in regelmäßigen Octaëdern und Körnern, gewöhnlich derb,
iſt glänzend, zwiſchen ſtahlgrau und eiſenſchwarz, nicht oder ſchwach magnetiſch
und von 4,3 bis 4,5 ſpecif. Gewicht. Es dient zur Darſtellung des chrom-
ſauren Kalis und kann nicht auf Eiſen benutzt werden.

Eiſenoxydul-Eiſenoxyd vergl. S. 221.

Eiſenoxydul findet ſich in lehmigem, mergeligem und thonigem Boden mit
Eiſenoxyd, wodurch die grüne, blaue und violette oder die braune, rothe und gelbe
Farbe deſſelben bedingt wird. Es iſt bei geringen Quantitäten den Pflanzen
wohl nicht ſchädlich und mag wohl auch nur als ſolches von dieſen aufgenom-
men und durch dieſelben in den thieriſchen Organismus übergeführt werden;
zugleich iſt das Eiſenoxydul mit Kieſelſäure, Kohlenſäure, Phosphorſäure und
Thonerde verbunden und oft in ſo großer Menge vorhanden, daß die Unfrucht-
barkeit ſolchen Bodens verurſacht wird. Durch häufiges und tiefes Umpflügen
dieſer Bodenarten wird durch den vermehrten Luftzutritt eine höhere Oxydation
des Oxyduls und dabei zugleich die Ammoniakbildung veranlaßt, wodurch nicht
allein der Grund der Unfruchtbarkeit beſeitigt, ſondern auch ein wohlthätiger

Einfluß auf die Vegetation hervorgerufen wird. Boden mit ſchwefelſaurem und phosphorſaurem Eiſenoxydul, wie mancher Moorboden, muß mit kalkhaltigem Sand untermiſcht und umgepflügt werden, wenn er fruchtbar werden ſoll.

Eiſenoxyd.

Dieſes enthält auf 56 Th. Eiſen 24 Sauerſtoff, beſteht demnach aus 2 Miſchungsgew. Eiſen und 3 Miſchungsgew. Sauerſtoff und wird durch Fe_2O_3 (= 80,0) bezeichnet. Dieſes findet ſich natürlich, auch an Waſſer und Säuren gebunden und bildet ſich beim längeren Glühen des Eiſens an der Luft, beim Löſen des Eiſens in Salpeterſäure u. ſ. w. und wird theils aus dem Hydrat, theils aus dem baſiſch-ſchwefelſauren Eiſenoxyd gewonnen.[80])

Das Eiſenoxyd findet ſich als Eiſenglanz oder Eiſenglimmer in eiſenſchwarzen oder ſtahlgrauen, ſtark metallglänzenden Rhomboëdern oder in ſchuppigen Maſſen, deren dünne Blättchen das Licht mit rother Farbe durchfallen laſſen, und iſt von 5,25 ſpecif. Gewichte; ferner kommt das Eiſenoxyd als Rotheiſenſtein in ſtahlgrauen bis bräunlich- oder blutrothen, nierenförmigen, traubigen Maſſen von concentriſch-faſeriger Textur (Glaskopf, Blutſtein) oder ſchuppigen, meiſt zerreiblichen, ſtark abfärbenden oder derben und ockerigen Maſſen (Eiſenſchaum und Rotheiſenocker) von 4,7 ſpecif. Gewicht und als Martit in regelmäßigen Octaëdern kryſtalliſirt vor. Es läßt ſich auch künſtlich in lichtbraunrothen bis ſchwarzen Blättchen darſtellen, die beim Zerreiben wie die natürlichen Eiſenoxyde ein braunrothes Pulver geben. Es bildet mit Waſſer ein Hydrat und löſt ſich im geglühten Zuſtande nur ſchwierig in Säuren.

Das künſtliche wie das natürliche Eiſenoxyd wird zu mancherlei Zwecken verwendet, wie in der Oel-, Glas- und Porzellanmalerei, zum Anſtrich von Holz- und Mauerwerk, zum Poliren von Glas, harten Steinen, Stahl, Gold und Silber (hier der Blutſtein als Ganzes, welches beſonders vorgerichtet wird oder das geſchlemmte Oxyd), zum Belegen der Streichriemen für Raſir- und Federmeſſer, zum Entkohlen des Roheiſens und Stahls, um dieſe weich

zu machen, zum Bruniren der Kupfergeſchirre und zur Darſtellung von ſchwefelſaurem Eiſenoxyd, um aus dieſem rauchende Schwefelſäure zu gewinnen; auch wird es mediciniſch innerlich und zu einigen äußerlichen Heilmitteln benutzt. Das natürliche Eiſenoxyd wird auch auf Eiſen bearbeitet.

Das Eiſenoxydhydrat bildet ſich beim Roſten des Eiſens an der Luft und bei der Einwirkung derſelben auf Eiſenoxydulhydrat oder kohlenſaures Eiſenoxydul und findet ſich natürlich als Brauneiſenſtein in röthlichbraunen, ſtark glänzenden, kryſtalliniſchen, vielartig gruppirten Blättchen (Pyroſiderit, Göthit) oder in nelkenbraunen, kugeligen, nierenförmigen, traubigen Maſſen von ſchuppigfaſeriger Textur (Lepidokrokit, brauner Glaskopf) oder derb, in Afterkryſtallen, von muſchligem, kleinkörnigem Bruch (Brauneiſenocker) vor, in denen der Waſſergehalt verſchieden iſt, ſo daß man $Fe_2O_3 + HO$, $2Fe_2O_3 + 3HO$ und $Fe_2O_3 + 2HO$ zu unterſcheiden hat. Die ſogenannten Braunerze enthalten neben Eiſenoxydhydrat auch, da ſie aus Spatheiſenſtein entſtanden ſind, Manganoxyd, Kalk und Magneſia. Ferner findet ſich das Eiſenoxydhydrat als Gelbeiſenſtein in faſerigen, derben oder als gelber Ocker in erdigen, ockergelben Maſſen und als Raſeneiſenſtein, Sumpf- oder Wieſenerz, mit kieſelſaurem und phosphorſaurem Eiſenoxydul, Manganoxyd, Humusſäure und anderen Beimengungen in bräunlichgelben bis bräunlichſchwarzen, auch ockergelben, derben, löcherigen, auch erdigen, mehr oder weniger feſt verbundenen, auf dem Bruche muſchligen Maſſen.

Das Eiſenoxyd findet ſich auch mit thonigen Foſſilien und kohlenſaurem Kalk in derben, bräunlichen, ganze Lager bildenden Maſſen als rother Thoneiſenſtein; auch das Eiſenoxydhydrat findet ſich mit thonigen Maſſen als brauner Thoneiſenſtein und mit viel Manganoxyd als Schwarzeiſenſtein, mit Thon und Sand gemengt als gelber Thoneiſenſtein, der oft kugelige Maſſen (Adlerſtein, Klapperſtein) oder Körner und ſtumpfeckige Stücke (Bohnenerz) bildet.

Verſchiedene Arten des natürlichen Eiſenoxydhydrates werden auf Eiſen bearbeitet; das künſtliche wird häufig als innerliches Heilmittel und als ein bewährtes Gegenmittel bei Vergiftungen mit arſeniger Säure angewendet; auch benutzt man es als feine Malerfarbe und das natürliche, den gelben Ocker, als Anſtrichfarbe.

Das Eiſenoxyd findet ſich als Hydrat in faſt allen Bodenarten und ſcheint inſofern für die Vegetation von Vortheil zu ſein, als bei ſeiner Bildung aus

Oxydul und dessen Salzen wohl ebenfalls, wie beim Rosten des Eisens Ammoniak gebildet wird, welches für die Vegetation einen so wohlthätigen Einfluß ausübt.

Die Eisenoxydsalze, welche sich beim Lösen des Oxydes in Säuren und bei der Einwirkung der Luft auf Eisenoxydulsalze bilden, sind röthlichgelb oder braunroth, einige auch weiß; sind sie in Wasser löslich, so haben sie einen sehr herben Geschmack und röthen Lackmus, werden auch beim Glühen und beim Kochen ihrer sehr verdünnten Lösungen zersetzt und durch metallisches Zink, Zinkchlorür und, unter Abscheidung von Schwefel, durch Schwefelwasserstoff in Oxydulsalze verwandelt. Die Lösungen geben mit Schwefelammonium schwarze, mit reinen und kohlensauren Alkalien gelbbraune, mit Kaliumeisencyanür blaue und mit Galläpfeltinctur blauschwarze Niederschläge, die sämmtlich im Ueberschuß des Fällungsmittels unlöslich sind. Vor dem Löthrohre auf der Kohle mit Soda oder mit Borax und Phosphorsalz behandelt, verhalten sie sich wie die Oxydulsalze (vergl. S. 214 und 215).[81])

Salpetersaures Eisenoxyd ($Fe_2O_3, 3NO_5$)

ist nicht krystallisirbar, wird leicht feucht, löst sich in Wasser und Weingeist und dient theils zur Darstellung des Oxydes für die Glas- und Porzellanmalerei, theils in der Seidenfärberei und Kattundruckerei zum Schwarzfärben für den Handdruck.

Kohlensaures Eisenoxyd

ist für sich unbekannt, bildet aber Doppelverbindungen mit kohlensauren Alkalien, wie z. B. beim Fällen von Eisenoxydlösungen mit doppelt-kohlensauren Alkalien eine rothe Flüssigkeit und diese auch bei der Digestion des Eisenoxydhydrates mit doppelt-kohlensaurem Alkali entsteht.

Schwefelsaures Eisenoxyd ($Fe_2O_3, 3SO_3$)

findet sich natürlich mit 9 Mischungsgewichten Wasser verbunden als Coquimbit, ist im reinem Zustande weiß, pulverig und in Wasser, aber langsam, zu einer gelblichrothen Flüssigkeit löslich, die sich im concentrirten Zustande mit Weingeist vermischen läßt; es bildet mit den schwefelsauren Alkalien Doppelsalze. Dieses Salz wird zur Darstellung des Eisenoxydes und seines Hydrates, zur Gewinnung der rauchenden Schwefelsäure, zur Erzeugung von reinem und empyreumatisch-essigsaurem Eisenoxyd, zur Tintenbereitung, zum Blaufärben und zur

Darstellung des Berlinerblaues verwendet. Basische schwefelsaure Salze sind: $Fe_2O_3, 2SO_3$ findet sich, mit Wasser verbunden, als rothe Krystalle in den Kupfergruben von Fahlun und bildet sich beim Calciniren des Eisenvitriols und wird dann zur Gewinnung der Schwefelsäure benutzt. Fe_2O_3, SO_3 bildet sich neben der neutralen Verbindung bei der Einwirkung der Luft auf Eisenvitriollösung und kommt mit schwefelsaurem Kali verbunden ($4Fe_2O_3, SO_3 + KO, SO_3$ [oder NaO, SO_3] $+ 9HO$) als Gelbeisenerz vor. $SO_3, 2Fe_2O_3$ findet sich mit 6 Mischungsgewichten Wasser als Vitriolocker; das neutrale Salz findet sich auch mit Eisenoxydhydrat im Apatelit ($2Fe_2O_3, 3SO_3 + 2Fe_2O_3 + 3HO$) verbunden.

Kieselsaures Eisenoxyd

findet sich als neutrales Salz ($Fe_2O_3, 3SiO_3$) nur im Anthosiderit, als $^1/_3$, $^1/_6$ und $^1/_{12}$ basisches Salz (Fe_2O_3, SiO_3; $2Fe_2O_3, SiO_3$ und $4Fe_2O_3, SiO_3$) in mehreren Fossilien, wie mit Wasser als Nontronit und Traulith, mit Alaunerde und Wasser als Bol, Eisensteinmark, Plinthit, Gelberde und Rhodalith, mit kieselsaurem Kalk und Eisenoxydul als Wehrlit, mit diesen Silicaten und kieselsaurem Manganoxydul als Lievrit, mit kieselsaurem Eisenoxydul und Wasser als Pinguit und Hisingerit, mit kieselsaurem Natron als Achmit, mit kieselsaurem Kali, Eisenoxydul und Alaunerde als Lepidomelan u. s. w.

Phosphorsaures Eisenoxyd ($3PO_5, 2Fe_2O_3$)

ist ein weißes, wasserhaltiges unlösliches Pulver und findet sich im noch mehr basischen Zustande als Grüneisenstein ($PO_5, 2Fe_2O_3 + 5HO$) und als Delvauxit ($PO_5, 2Fe_2O_3 + 24HO$). Das Eisenblau oder natürliche Berlinerblau ist eine Verbindung von phosphorsaurem Eisenoxydul und basisch-phosphorsaurem Eisenoxyd.

Arsenigsaures Eisenoxyd

ist insofern von Wichtigkeit, als auf der Bildung eines sehr basischen und deßhalb unlöslichen Salzes die antidotische Wirkung des feuchten Eisenoxydhydrates bei Vergiftungen mit arseniger Säure beruht. Würde jedoch dieses Salz längere Zeit im Magen bleiben, so würde es sich durch den sauren Magensaft lösen und wieder als Gift wirken, weßhalb es bald durch abführende Mittel entfernt werden muß.

Arſenſaures Eiſenoxyd

findet ſich im baſiſchen Zuſtande als Eiſenſinter ($AsO_5, 2Fe_2O_3 + 12HO$) und mit arſenſaurem Eiſenoxydul verbunden als Skorodit ($2Fe_2O_3, AsO_5 + AsO_5, 2FeO$) in laubgrünen, durchſcheinenden, perlmutterglänzenden Säulen und als Würfelerz ($2AsO_5, 3Fe_2O_3 + 2AsO_5, 3FeO + 18HO$) in durchſcheinenden, olivengrünen, perlmutterglänzenden Würfeln und mit baſiſch-ſchwefelſaurem Eiſenoxyd verbunden als Eiſenpecherz oder Eiſenreſin ($2Fe_2O_3, AsO_5 + Fe_2O_3, 2SO_3 + 18HO$) in nierenförmigen, tropfſteinartigen, röthlichſchwärzlichen oder gelblichbraunen, fettglänzenden, durchſcheinenden und halbdurchſichtigen Maſſen.

Eiſenoxyd-Oxydul

kann in mancherlei Verhältniſſen beſtehen; die bekannteſten Verbindungen ſind: 1) der Hammerſchlag ($Fe_2O_3, 6FeO$) macht die innere Schicht der beim Glühen des Eiſens ſich bildenden Oxyddecke aus und iſt ſchwarzgrau, ſpröde, porös und wenig magnetiſch; die äußere Schicht der Oxyddecke iſt reicher an Eiſenoxyd, röthlich, eiſenſchwarz, dicht und ſtärker magnetiſch. Das Ganze der Oxyddecke ſoll ſich durch $Fe_2O_3, 4FeO$ ausdrücken laſſen. Der Hammerſchlag wird beim Friſchen des Eiſens als gahr machendes Mittel und gepulvert zum Putzen von Eiſen und Adouciren von Roheiſen benutzt; wegen ſeiner Schwerlöslichkeit in Säuren läßt er ſich nicht gut auf Eiſenſalze verwenden. 2) Magneteiſenſtein (Fe_2O_3, FeO) findet ſich in graulicheiſenſchwarzen, magnetiſchen, regelmäßigen Octaëdern und Rhombendodecaëdern, in kryſtalliniſchen, derben und erdigen Maſſen vor; er wird auf Eiſen verarbeitet. Man kennt auch ein grünes und ein ſchwarzes Eiſenoxyd-Oxydulhydrat; letzteres wird mediciniſch benutzt. Die Salze des Eiſenoxyd-Oxyduls nähern ſich in ihren Eigenſchaften je nach dem vorherrſchenden Gehalt an Oxydul oder Oxyd den Eiſenoxydul- oder Eiſenoxydſalzen.

Eiſenſäure (FeO_3) bildet ſich beim Glühen der Eiſenfeile mit der doppelten Menge Salpeter oder bei der Einwirkung von Chlor auf in ſtarker Kalilauge ſuspendirtes Eiſenoxydhydrat und iſt nur in Verbindung mit Alkalien bekannt.

Eine Verbindung des Eisens mit Wasserstoff ist noch problematisch, während ein Stickstoffeisen (Fe_4N oder Fe_3N) beim mehrstündigen Leiten von kohlensäure- und wasserfreiem Ammoniakgas durch glühendes Eisen gebildet wird, weiß, spröde und selbst zerreiblich ist und sich gegen den Magnet und Säuren wie anderes Eisen verhält, jedoch leichter durch Wasser und Luft verändert wird.

Das Eisen nimmt Kohlenstoff auf beim Reduciren der Eisenerze durch überschüssige Kohle in einer zur Schmelzung hinreichenden Hitze, beim Schmelzen desselben mit Kohle und bei langsam bis zur Erweichung gesteigerten Glühhitze in Berührung mit kohlenstoffhaltigen Körpern.

Wird ein mit Kohle geschwängertes schmelzendes Gußeisen sehr schnell abgekühlt, so bleibt der Kohlenstoff mit dem Eisen chemisch verbunden und es entsteht das sogenannte Spiegeleisen, krystallisirtes Kohleneisen oder, da es zu Stahl benutzt wird, Rohstahleisen (Fe_4C), welches silberweiß, spröde und äußerst hart und von 7,6 specif. Gewicht ist; es löst sich vollständig in Salzsäure. Läßt man hingegen das mit Kohle geschwängerte Roheisen langsam erkalten, so scheidet sich fast aller Kohlenstoff in Form von Graphit aus und es hinterbleibt das graue Roheisen, welches ein Gemenge von fast reinem Eisen mit Graphit ist, welcher beim Lösen des Eisens in Salzsäure ungelöst bleibt; es hat alle Farbenabstufungen zwischen dem dunkelsten Schwarz und lichtem Grau. Das gewöhnliche Roheisen, wie es bei der Eisenbereitung gewonnen wird, ist spröder, härter und leichtflüssiger als Stabeisen, von 7,25 specif. Gewicht, rostet nicht leicht und wird in der Rothglühhitze nicht vom Schwefel angegriffen; es enthält verschiedene Mengen von Kohlenstoff. Auch das Stabeisen enthält immer etwas Kohlenstoff, der aber selten über $^1/_4$ Proc. beträgt und zum Theil chemisch gebunden, zum Theil aber nur gelöst ist. Wird es in Salzsäure gelöst, so hinterbleibt eine graphitähnliche, aber magnetische Masse, welche als FeC_3 zu betrachten ist.

Der Stahl ist ebenfalls ein Kohlenstoffeisen, welches in der Mitte zwischen Gußeisen und Stabeisen steht und sich manchmal zufällig bildet, wenn Roheisen nicht gehörig gefrischt wird (natürlicher Stahl, Frischstahl,

Rohstahl); die Platten desselben in Streifen zerschlagen und diese in Bündeln geschweißt und ausgestreckt, wodurch der Kohlenstoff gleichmäßiger vertheilt wird, geben den Gerbstahl. Wird reines Eisen in dünnen Stangen in verschlossenen Kästen, Krügen oder Tiegeln mit Kohlenpulver 5 bis 8 Tage roth geglüht oder wird über Eisenstangen, die in mit Thon gefütterten Gußeisenröhren bis zum Glühen gebracht worden sind, Leuchtgas geleitet, so erhält man den Brenn- oder Cämentstahl, und wird dieser unter einer Glasdecke ohne oder mit einem Zusatz von $^1/_{30}$ Kohlenpulver geschmolzen, so erhält man den Gußstahl. Der indische Stahl, Wooz, enthält etwas Aluminium und wird jetzt auch bei uns durch Zusammenschmelzen von Kohlenstoffeisen mit Alaunerde nachgeahmt. Dünne Eisenplatten können schnell in Stahl verwandelt werden, wenn man sie glühend mit gepulvertem Kaliumeisencyanür bestreut und dann wieder für sich glüht.[83])

Der Stahl enthält zwischen 0,8 und 1,5, Gußstahl sogar bis 3 Procent Kohlenstoff. Er ist weißer als Eisen und von größerer Elasticität und Härte (glühender oder geschmolzener Stahl langsam abgekühlt ist nur wenig härter als Eisen und nimmt eine eigenthümliche Structur an, die beim Aetzen des verarbeiteten Stahles mit verdünnten Säuren hervortritt; Damaststahl), von 7,79 bis 7,9 specif. Gewicht, nimmt den Magnetismus schwieriger an als das Eisen, hält ihn aber viel fester, schmilzt schwieriger als Gußeisen, aber leichter als Stabeisen, läuft beim Erhitzen leichter mit Farben an als das Eisen, rostet schwieriger als dieses, und verwandelt sich beim wiederholten Glühen an der Luft unter Verbrennung des Kohlenstoffes in Eisen. Der Stahl läßt sich mit vielen Metallen zusammenschmelzen und wird durch viele derselben, wenn sie in sehr kleinen Quantitäten zugesetzt werden, härter und spröder; so giebt ein Zusatz von 1 bis 2% Rhodium (auch Iridium und Osmium) einen durch große Härte und Festigkeit sich auszeichnenden und besonders für Rasir-, Feder- und chirurgische Messer und Grabstichel sich eignenden Stahl; Zusatz von Chrom oder Titan verursacht bedeutende Härte und Festigkeit und giebt zugleich einen ausgezeichneten Damast; Nickel veranlaßt zwar einen ausgezeichneten Damast, der Stahl (wegen des Vorkommens des Nickels im Meteoreisen auch Meteorstahl benannt) ist aber sehr dem Rost unterworfen; $1^1/_2$ Proc. Platin giebt ebenfalls einen sehr brauchbaren Stahl, welcher, obgleich sonst die electronega-

tiveren Metalle dem Stahl die Eigenſchaft ertheilen, leicht zu roſten, ſehr wenig zum Roſten geneigt iſt.

Chemiſche Verbindungen des Eiſens mit Kohlenſtoff in beſtimmten ſtöchiometriſchen Verhältniſſen kennt man nur zwei, nämlich das Eiſencarburet (Fe_2C_3), welches ſich beim Glühen des Berlinerblaus (Eiſencyanürcyanid) in verſchloſſenen Gefäßen bildet, und das Eiſenſupercarburet (FeC_2), welche unter gleichen Umſtänden aus Ammoniumeiſencyanür erhalten wird. Beide Verbindungen ſind ſchwarz, pulverig, locker und bei gelinder Erhitzung verglimmbar. Das Supercarburet hat noch die beſondere Eigenſchaft, beim ſtärkeren Erhitzen in einem Raum von Stickſtoffgas zu erglimmen, ohne ſonſt eine Veränderung zu erleiden.

Wird glühendes Eiſen mit trocknem Chlorwaſſerſtoffgas in Berührung gebracht, ſo bildet ſich unter Freiwerden von Waſſerſtoffgas

Eiſenchlorür,

welches auf 28,0 Th. Eiſen 35,4 Th. Chlor enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten beider Körper beſteht und durch FeCl bezeichnet wird. Es bildet ſich auch beim Löſen des Eiſens in wäßriger Salzſäure oder beim Erhitzen deſſelben mit Salmiak.

Das Eiſenchlorür ſtellt im waſſerfreien Zuſtand weiße, atlasglänzende Blättchen oder Würfel dar, iſt ſchmelzbar und flüchtig und wird beim Erhitzen an der Luft in ſich verflüchtigendes Chlorid und zurückbleibendes Oxyd zerſetzt. Aus der ſalzſauren Auflöſung des Eiſens kryſtalliſirt es beim Verdampfen mit Waſſer (FeCl, 4HO) in bläulichgrünen, geraden rhombiſchen Säulen, Tafeln oder Octaedern, die an der Luft leicht zerfließen und ſich oxydiren und beim Erhitzen Waſſer, waſſerfreies Chlorür und baſiſches Chlorid geben.

Die Löſung des Eiſenchlorürs wird in der Kattundruckerei zur Darſtellung des Faveneblaus und bei der Kaltküpe zum Desoxydiren des Indigs benutzt, iſt auch zum Bruniren von Flintenläufen vorgeſchlagen worden, und wird auch mediciniſch angewendet.

Wird das Eiſen im glühenden Zuſtand mit trocknem Chlorgas in Berührung gebracht, ſo bildet ſich

Eiſenchlorid,

welches auf 56 Th. Eiſen 106,3 Th. Chlor enthält, alſo aus 2 Miſchungsgewichten Eiſen und 3 Miſchungsgewichten Chlor beſteht und durch Fe_2Cl_3 bezeichnet wird. Dieſes bildet ſich auch bei der Einwirkung des Chlorgaſes auf Eiſenchlorür, beim Erhitzen des letzteren in lufthaltigen Gefäßen, beim Glühen des calcinirten Eiſenvitriols mit Chlorcalcium und im waſſerhaltigen Zuſtand beim Löſen des Eiſenoxyds in Salzſäure und bei der Behandlung der Eiſenchlorürlöſung mit Chlorgas oder Königswaſſer.[83])

Das waſſerfreie Eiſenchlorid ſtellt braune oder eiſenſchwarze, metallglänzende, mit Regenbogenfarben ſpielende Tafeln dar, zerfließt leicht an der Luft und löſt ſich unter Wärmeentwickelung in Waſſer auf. Aus ſeiner Löſung kryſtalliſirt es in waſſerhaltigen (Fe_2Cl_3, 12HO), rothen, durchſichtigen, zerfließlichen Tafeln, welche über Schwefelſäure gebracht wieder zerfließen und dann morgenrothe Tafeln (Fe_2Cl_3, 5HO) geben. Das Eiſenchlorid löſt ſich auch in Weingeiſt und Aether; die ätheriſche Löſung iſt gelb, wird aber am Sonnenlicht unter Bildung von Eiſenchlorür und Chloräther farblos, im Dunkeln jedoch wieder gelb. Das Eiſenchlorid wird durch mehrmaliges Löſen in Waſſer und Verdunſten theilweiſe zerſetzt und verbindet ſich in mehreren Verhältniſſen mit Eiſenoxyd.

Man benutzt das Eiſenchlorid in der Seidenfärberei und zum Bruniren des Eiſens; auch iſt es ein ſehr wichtiges Heilmittel.

Das Brom und Jod geben unter ähnlichen Umſtänden mit dem Eiſen zwei Verbindungen, die aber nur von pharmaceutiſch-mediziniſchem Intereſſe ſind; auch kennt man ein Eiſenfluorür und Fluorid.

Wird Eiſen mit Schwefel vermengt, ſo bildet ſich unter plötzlichem lebhaftem Erglühen (wenn der Schwefel nicht im Ueberſchuß iſt)

Eisensulphür,

welches auf 28 Th. Eisen 16 Th. Schwefel enthält, demnach aus gleichen Mischungsgewichten beider Körper besteht und durch FeS bezeichnet wird. Dieses findet sich in geringer Menge in vielen Meteorsteinen und zuweilen aus eisenvitriolhaltigen Grubenwässern durch verwesende organische Substanzen reducirt und dann gewöhnlich mit einer höheren Schwefelungsstufe gemengt, sonst häufig noch im Mineralreich, dann aber immer mit anderen Schwefelmetallen verbunden. Es bildet sich auch bei der Fällung eines Eisenoxydulsalzes mit Schwefelammonium und wird durch Erhitzen des Eisens mit Schwefel oder des Schwefelkieses mit Eisen dargestellt.

Das auf trockenem Wege dargestellte Eisensulphür ist graugelblich, etwas metallglänzend, magnetisch und nur in starker Glühhitze schmelzbar; das gefällte ist ein schwarzes, sich leicht an der Luft oxydirendes Pulver. Es löst sich in verdünnten Säuren unter Entwicklung von Schwefelwasserstoffgas und dient fast auch nur zur Darstellung dieses Gases.

Die Verbindung des Schwefels mit Eisen findet auch bei einer weit niedrigeren Temperatur statt, wenn jene fein zertheilt und mit Wasser befeuchtet sind, wo sich dann das Gemische nach und nach erwärmt und plötzlich unter Ausstoßen von Wasserdämpfen und der verbrennenden Dämpfe des überschüssigen Schwefels entzündet (künstliche Vulkane).

Eisensulphid (Fe_2S_3)

bildet sich beim Leiten von Schwefelwasserstoff über erhitztes Eisenoxyd und ist ein schwarzes, nicht magnetisches, im trocknen Zustand luftbeständiges, bei Gegenwart von Wasser sich leicht oxydirendes Pulver, welches beim Glühen $^2/_9$ Schwefel entläßt und sich in Säuren mit Hinterlassung von Schwefelsupersulphid und unter Entwickelung von Schwefelwasserstoff löst, also als eine Verbindung von $FeS + FeS_2$ betrachtet werden kann. Es findet sich in der Natur nur mit anderen Schwefelmetallen und namentlich mit Schwefelkupfer als Kupferkies (Fe_2S_3, Cu_2S). Es wird auf Kupfer- und Eisenvitriol benutzt.

Eisensupersulphid (FeS_2)

bildet sich beim Erhitzen des Eisensulphürs mit Schwefels und findet sich sehr häufig in der Natur als Schwefelkies oder Eisenkies in speisgelben, metall-

glänzenden, oft bunt oder messinggelb angelaufenen Würfeln, Octaëdern u. s. w., auch in drüsigen und kugeligen Massen, nierenförmig, zellig, derb und eingesprengt und giebt am Stahle Funken, auch als Strahlkies, Wasserkies oder Speerkies in lichten, speisgelben, metallglänzenden, geraden rhombischen Säulen und in Kugeln, Nieren, traubig, knollig und derb; giebt ebenfalls am Stahle Funken. Das Eisensupersulphid entläßt in der Hitze $^3/_8$ Schwefel und löst sich nicht in Säuren, wohl aber in Königswasser. Die natürlichen Kiese werden auf Schwefel, Eisenvitriol, zur Alaungewinnung, als Beschickung für Kupferkies, für arme Silbererze u. s. w. benutzt.

Beim Glühen des Schwefelkieses hinterbleibt $^8/_7$ Schwefelkies (Fe_7S_8 oder $6FeS,FeS_2$), eine Verbindung, welche sich natürlich als Magnetkies oder Leberkies in gelben oder rothen, metallglänzenden, magnetischen, sechsseitigen Säulen findet. Außer diesen Schwefelungsstufen giebt es noch $^1/_8$ und $^1/_2$ Schwefeleisen (Fe_8S und Fe_2S), welche nur künstlich erzeugt werden können, so wie auch eine der Eisensäure in ihrer Zusammensetzung entsprechende Verbindung (FeS_3), welche man nur in Verbindung mit Schwefelalkalimetallen kennt.

Seleneisen und Tellureisen sind ohne technisches Interesse.

Boreisen ist noch unbekannt. Kieseleisen bildet sich bei der Einwirkung von Kieselerde und Kohle auf schmelzendes Eisen und ist deßhalb sehr oft ein Bestandtheil des Roheisens; Kiesel läßt sich auch mit Stahl verbinden und macht diesen ziemlich weiß.

Phosphoreisen

besteht in verschiedenen Verbindungsverhältnissen (genauer bekannt sind Fe_4P und Fe_3P_2) und bildet sich bei der Einwirkung des Phosphors auf erhitztes Eisen und beim Erhitzen des phosphorsauren Eisens mit Kohle; es ist weißer als Stahl, äußerst hart, spröde, leichtflüssiger als Gußeisen und macht einen Bestandtheil des kaltbrüchigen Eisens aus.

Arseneisen (Fe_2As)

bildet sich beim Erhitzen des Eisens mit Arsen, ist weiß, sehr spröde und leicht

zu pulvern, aber nicht schmelzbar. Einfach Arseneisen (FeAs) findet sich für sich als sogenannter weißer Arsenikalkies oder Giftgies eingesprengt und mit Eisensuperfulphid als harter Arsenikalkies oder Giftgies, Mißpickel ($FeAs, FeS_2$) in silberweißen bis messinggelben, metallglänzenden, geraden rhombischen Säulen, auch nadelförmig, derb und eingesprengt.

Antimoneisen

bildet sich leicht beim Zusammenschmelzen beider Stoffe, ist sehr spröde und wenig magnetisch und sprüht als Fe_2Sb beim Feilen Funken.

Unter den Legirungen des Eisens ist nur das Eisennickel, welches bei 10% Nickel etwas gelblich und weniger schmiedbar als Eisen, aber auch weniger dem Rosten unterworfen ist, und das Eisenzinn, da es sich bei der Bereitung des Weißbleches oder verzinnten Eisenbleches bildet, zu erwähnen.

---

14. Mangan.

Manganium. Mn = 27,716 oder 345,887.

Das Mangan findet sich nie metallisch, sondern und zwar am häufigsten oxydirt, dann auch mit Säuren verbunden, auch als Chlor-, Schwefel- und Arsenmangan. Es wird durch Desoxydation des reinen oder kohlensauren Manganoxyduls mit Kienruß im heftigsten Glühfeuer gewonnen.

Das Mangan ist gräulichweiß, sehr glänzend, feinkörnig, hart, brüchig und von 8,0 specif. Gewicht und schmilzt erst bei der heftigsten Ofenhitze. Hat keine Anwendung.

Das Mangan hat unter allen bis daher beschriebenen Metallen die größte Verwandtschaft zum Sauerstoff, indem es sich schon bei gewöhnlicher Temperatur an der Luft und unter Entwicklung eines übelriechenden Wasserstoffgases im Wasser oxydirt. Unter luftfreiem Wasser entsteht aus ihm nach längerem Aufbewahren ein grünes Oxyd, welches sich als Mn_2O betrachten ließe, wenn es sich in Säuren unter Entwicklung von Wasserstoffgas löste, was aber nicht

der Fall iſt. Sehr ſchnell oxydirt ſich das Mangan in wäßrigen Säuren theils unter Zerſetzung des Waſſers, theils unter Zerſetzung der Säure. Das Mangan giebt überhaupt mit dem Sauerſtoff fünf beſtimmte Verbindungen und ein intermediäres Oxyd.

Manganoxydul.

Dieſes enthält auf 27,7 Th. Mangan 8 Th. Sauerſtoff, beſteht alſo aus gleichen Miſchungsgew. beider Körper und wird durch MnO (=35,7) bezeichnet. Es findet ſich nie frei, ſondern mit Säuren oder Manganoxyd verbunden und wird durch Glühen des kohlenſauren Salzes bei Abſchluß der Luft oder durch Glühen des Braunſteins in Waſſerſtoffgas oder durch Erhitzen von Manganchlorür mit kohlenſaurem Natron und etwas Salmiak gewonnen.

Das Manganoxydul iſt graugrün, geht langſam an der Luft, ſchnell bei Berührung mit einer glühenden Kohle in Oxyd über und bildet mit Waſſer ein weißes Hydrat (MnO,HO) und mit den Säuren die Manganoxydulſalze, welche weiß oder blaßroſenroth und zum Theil in Waſſer löslich ſind und dann einen bitterlich zuſammenziehenden Geſchmack beſitzen. Die Löſungen werden nicht durch Schwefelwaſſerſtoff gefällt und geben mit Schwefelammonium einen fleiſchrothen, mit den ätzenden Alkalien einen weißen, bräunlich werdenden, mit den kohlenſauren Alkalien einen weißen und ſo bleibenden und mit Kaliumeiſencyanür einen weißen Niederſchlag; ſämmtliche Niederſchläge ſind permanent und nur der durch kohlenſaures und der noch nicht gebräunte durch reines Ammoniak erhaltene Niederſchlag iſt in Salmiak löslich. Vor dem Löthrohr mit Borax oder Phosphorſalz geſchmolzen geben die Manganoxydulſalze in der äußeren Flamme amethyſtfarbene, in der inneren Flamme farbloſe Perlen.[84])

Kohlenſaures Manganoxydul

wird als Hydrat ($2MnO,CO_2+HO$) bei der Fällung eines Manganoxydulſalzes mit kohlenſaurem Alkali als ein zartes, weißes, geſchmackloſes Pulver erhalten und findet ſich mit kohlenſaurem Eiſenoxydul, Kalk und Magneſia als Manganſpath oder Rothmanganerz in roſen- bis fleiſchrothen, ſtumpfen Rhom-

boëdern, auch in kugeligen und derben Maſſen; iſt auch ein Beſtandtheil mancher Mineralwäſſer.

Schwefelſaures Manganoxydul (MnO, SO_3)

kryſtalliſirt unter + 6° mit 7 Miſchungsgewichten Waſſer in ſchiefen rhomboidalen Prismen, zwiſchen 7 und 20° mit 5 Miſchungsgewichten Waſſer in rhombiſchen Säulen und zwiſchen 20 und 30° mit 4 Miſchungsgewichten Waſſer in geraden rhombiſchen Prismen, verliert das letzte Miſchungsgewicht Waſſer nur bei höherer Temperatur, löſt ſich leichter in kaltem als in heißem Waſſer und bildet mit den ſchwefelſauren Alkalien Doppelſalze. Es wird in der Kattundruckerei zum Biſter angewendet und wurde zur Desoxydation des Indigs in der kalten Küpe empfohlen, was ſich aber nicht ausführbar bewieſen hat. Das ſchwefelſaure Manganoxydul wird in den Chlorfabriken in ſo großer Menge als Nebenproduct gewonnen, daß es den Bedarf für die Färbereien weit überſteigt und deßhalb zum Theil weggegoſſen werden muß. Es kann aber recht gut bei kalkreichem Ackerboden als Düngmaterial ſtatt der Schwefelſäure benutzt werden, wenn man es im ſehr verdünnten Zuſtand in den Boden bringt; es bilden ſich Gyps und kohlenſaures Manganoxydul, welches letztere ſich aber unter Abſcheidung von Kohlenſäure in Manganoxydhydrat verwandelt und in dieſem Zuſtand ohne nachtheilige Einwirkung auf die Vegetation iſt.

Kieſelſaures Manganoxydul

findet ſich im baſiſchen Zuſtand als rother Mangankieſel ($3MnO + 2SiO_3$) und ſchwarzer Mangankieſel ($3MnO + SiO_3 + 3HO$), mit kieſelſaurem Eiſenoxydul als Troſtit und mit den Silicaten des Eiſenoxydes und der Beryllerde und mit Manganoxyſulphür als Helvin.

Phosphorſaures Manganoxydul

findet ſich als Gemengtheil eines franzöſiſchen Sumpferzes.

Arſenſaures Manganoxydul

findet ſich im baſiſchen Zuſtand mit baſiſchen Silicaten von Kalk und Magneſia als Berzelit.

Das Mangan findet ſich als Oxydul und Oxyd faſt in allen Bodenarten wenn auch häufig nur in Spuren, doch auch mitunter bis auf einige Procente. Das Oxydhydrat wird durch die Humusbeſtandtheile unter Mitwirkung der Feuchtigkeit in kohlenſaures Manganoxydul verwandelt, wodurch es die Eigen-

ſchaft erhält, in kohlenſäurehaltigem Waſſer löslich und von den Pflanzen aufgenommen zu werden. Es iſt jedoch noch nicht entſchieden, daß der gänzliche Mangel von kohlenſaurem Manganoxydul auf die Vegetation von Nachtheil ſei, während ſich mit Gewißheit annehmen läßt, daß größere Mengen dieſes Salzes für die Pflanzen nachtheilig ſind.

Manganoxyd (Mn_2O_3)

entſteht bei der Einwirkung von Luft auf Oxydul; es iſt ſchwarz oder dunkelbraun und findet ſich natürlich als Braunit in braunſchwarzen, halbmetallglänzenden, ſpitzen Quadratoctaëdern; es bildet mit Waſſer ein leberbraunes Hydrat (Mn_2O_3,HO), welches natürlich als Manganit in großen, ſtahlgrauen, rhombiſchen Säulen vorkommt. Das Manganoxyd bildet nur mit wenigen Säuren die Manganoxydſalze, wird vielmehr von den meiſten Säuren zu Oxydul zurückgeführt, verbindet ſich aber auch mit mehreren baſiſchen Oxyden und kommt in ſolcher Verbindung als Manganoxydoxydul im Hausmannit oder Pſilomelan, auch ſchwarzer Glaskopf oder Schwarzeiſenſtein (MnO, Mn_2O_3) benannt, in braunen, derben Maſſen, mit Kupferoxydhydrat verbunden als Kupfermanganerz und mit Manganoxydul, Eiſenoxydul, Zinkoxyd und Eiſenoxyd verbunden als Franklinit vor. Der ſogenannte Wad iſt ebenfalls Manganoxydhydrat mit Eiſenoxydhydrat und Baryt. Das Manganoxydhydrat dient in der Kattundruckerei zur Erzielung eines braunen Fonds.

Manganſuperoxyd.

Dieſes enthält auf 27,7 Th. Mangan 16 Th. Sauerſtoff, iſt alſo eine Verbindung von 1 Miſchungsgewicht Mangan und 2 Miſchungsgewichten Sauerſtoff und wird durch MnO_2 bezeichnet. Es findet ſich ſehr häufig im Mineralreich als Braunſtein, Pyroluſit, Grau- oder Weichmanganerz und läßt ſich auch künſtlich erzeugen.

Das natürliche Manganſuperoxyd findet ſich in ſtahlgrauen bis eiſenſchwarzen, geraden rhombiſchen Säulen oder kryſtalliniſchen Maſſen, iſt ein guter Leiter der Electricität und ein ſtark negativer Electromotor, zerfällt beim Glühen in Sauerſtoff und Manganoxydoxydul und löſt ſich in Salzſäure unter Entwicklung von Chlorgas und in kalter Schwefelſäure zu einer purpurrothen

Löſung von ſchwefelſaurem Manganoxyd, welche beim Kochen unter Sauerſtoffentwicklung farblos wird. Es bildet mit Waſſer mehrere künſtlich zu erzeugende Hydrate, von denen auch eins natürlich als Groroilit und mit Eiſenoxyd und Alaunerde verbunden als Manganoxydaluminit vorkommt.

Das Manganſuperoxyd dient zur Darſtellung der Manganpräparate, des Sauerſtoffes, des Chlors, zur Entfärbung des Glaſes, zur Erzeugung einer ſchwarzen Glaſur für Töpferzeuge, zu violetten Farben auf irdenen Gefäßen und ſehr häufig als Oxydationsmittel. Seine Güte oder der Gehalt der natürlichen Manganerze in reinem Superoxyd kann auf verſchiedene Weiſe ermittelt werden.[85])

Manganſäure (MnO_3)

bildet ſich beim Glühen der Manganoxyde mit reinen oder ſalpeterſauren Alkalien, iſt aber für ſich noch unbekannt; ihre grünen Salze färben ſich nach dem Löſen in Waſſer an der Luft allmälig roth und violett und werden endlich farblos (daher die alte Benennung „mineraliſches Chamäleon" für das manganſaure Kali) unter Abſcheidung von Superoxydhydrat; durch organiſche Subſtanzen werden ſie ſogleich zerſetzt.

Uebermanganſäure (Mn_2O_7)

bildet ſich durch Einfluß von Luft auf manganſaure Salze und beim Glühen eines Gemenges von Aetzkali, Manganſuperoxyd und chlorſaurem Kali; ſie kann als eine ſtrahlige Kryſtallmaſſe von dunkelcarminrother Farbe erhalten werden, hat einen ſüßlichen, dann bittern und herben Geſchmack und giebt mit Waſſer eine intenſiv rothe Flüſſigkeit, welche bei 30° und durch's Sonnenlicht zerſetzt wird, auf die meiſten Elemente oxydirend und alle organiſchen Subſtanzen zerſtörend wirkt. Ihre Salze ſind kryſtalliſirbar und dunkelpurpurroth und wirken auf die Elemente und organiſchen Stoffe wie die freie Säure.

Kohlenſtoffmangan

iſt eine dem Graphit ſehr ähnliche Maſſe und ſoll ſich in den Höhlungen von Roheiſen, welches aus manganhaltigen Eiſenerzen geworden, vorfinden.

Manganchlorür (MnCl)

wird durch Glühen des Mangansuperoxyds mit Salmiak oder durch Lösen des ersteren in Salzsäure gewonnen, ist blätterig, krystallinisch, rothbräunlich, schmelzbar, nicht flüchtig, leicht zerfließlich und auch in Weingeist löslich und krystallisirt aus Wasser mit 4 Mischungsgewichten Wasser in farblosen oder rosenrothen, länglich vierseitigen Tafeln. Es wird in der Kattundruckerei zur Erzeugung von braunen Gründen (Manganlüster) benutzt.

Man kennt auch noch zwei dem Manganoxyd und der Uebermangansäure entsprechende Chlorverbindungen (Mn_2Cl_3 und Mn_2Cl_7).

Schwefelmangan (MnS)

bildet sich bei der Einwirkung von Wasserstoffgas auf erhitztes Manganoxydul oder als Hydrat bei der Vermischung eines Manganoxydulsalzes mit einem Schwefelalkalimetall und ist auf erstere Weise dargestellt ein grünes Pulver, auf nassem Wege gebildet ein fleischfarbener Niederschlag, welcher nach dem Trocknen und Erhitzen grün wird. Es findet sich natürlich als Schwarzerz oder Manganglanz in eisenschwarzen Würfeln, welche ein dunkelgrünes Pulver geben.

Von den Verbindungen des Mangans mit den übrigen nichtmetallischen Stoffen ist nur noch die mit Arsen zu erwähnen, da sie sich als Arsenmangan (Mn_3As) in grauweißen, harten, dem Pyrolusit ähnlichen Krystallen vorfindet. Auch die Legirungen des Mangans sind ohne technisches Interesse, und von ihnen ist nur zu sagen, daß die mit Eisen, Kobalt, Nickel, Kupfer und Gold weiß, spröde und strengflüssig sind.

Cerium

findet sich oxydirt und mit Kieselsäure verbunden im Cerit, mit kieselsaurer Yttererde im Gadolinit und mit kieselsaurer Alaunerde im Orthit, auch mit Fluor verbunden im Yttrocerit, ist braun, pulverig, unter dem Polirstahl stahlgrau und wenig glänzend, oxydirt sich nur in heißem Wasser und giebt

mit Sauerſtoff zwei baſiſche Oxyde, Ceroxydul (CeO), welches weiß iſt und farbloſe Salze bildet, und Ceroxyd (Ce_2O_3), welches gelb iſt und gelbe oder orangefarbene Salze bildet.

Didym

findet ſich mit Cerium und iſt als Oxyd (DO) braun, als Oxydhydrat bläulich-violett und giebt mit Säuren bläulich-amethiſtrothe Salze.

Lanthan

findet ſich ebenfalls mit Cerium, iſt dunkel bleifarben, metallglänzend und weich, oxydirt ſich ſchon bei gewöhnlicher Temperatur und in kaltem Waſſer und brennt beim Erhitzen wie Zunder; ſein Oxyd (LaO) iſt wie das Hydrat deſſelben weiß und letzteres bläuet feuchtes rothes Lackmuspapier; es bildet farbloſe Salze.

Zirkonium

findet ſich mit Kieſelſäure verbunden im Zirkon oder Hyacinth, einem zu den geringeren Edelſteinen gehörenden, dunkelbraunen oder dunkelgelben, auch farbloſen, glasglänzenden, durchſichtigen Stein, ferner als Silicat und mit den Silicaten von Eiſenoxyd, Kalk und Natrium und mit Chlornatrium verbunden im Eudialyt und als titanſaure Zirkonerde mit Silicaten von Eiſenoxydul, Magneſia und Kalk verbunden im Oerſtedtit; es iſt ſchwarz, kohleähnlich, unter dem Polirſtahl eiſengrau und dunkel metallglänzend, verbrennt vor der Glühhitze an der Luft ruhig, aber mit ſtarkem Glanz, oxydirt ſich nicht im Waſſer und bildet ein Oxyd, die Zirkonerde (Zr_2O_3), welches weiß und unſchmelzbar iſt und mit Waſſer ein gallertartiges Hydrat (Zr_2O_3, 3HO) bildet, das nach dem Trocknen beim Erhitzen plötzlich ein lebhaftes Licht verbreitet und nun nur noch in Schwefelſäure oder Fluorwaſſerſtoffſäure löslich iſt. Die Salze ſind meiſt baſiſch und in Waſſer unlöslich, die neutralen röthen Lackmus. Verbindet ſich auch mit Alkalien.

Anmerkung. In dem norwegiſchen Zirkonium findet ſich neben Zirkonerde noch das Oxyd eines andern Metalles, Norium benannt, was aber noch wenig bekannt iſt.

Beryllium,

auch Glycium benannt, findet ſich oxydirt und mit Kieſelerde verbunden im Phenakit, mit kieſelſaurer Thonerde als Beryll oder Smaragd, einem ſehr

geſchätzten grünen, blauen, gelben und weißen, durchſichtigen Edelſtein und als Euklas, mit kieſelſaurem Manganoxydul und Eiſenoxyd und Manganoxyſulphür als Helvin und mit Alaunerde im Chryſoberyll, iſt dunkelgrau, ſchwach metallglänzend, in Luft und Waſſer unveränderlich, in Säuren und fixen Alkalien unter Waſſerſtoffentwicklung löslich und verbrennt beim Glühen an der Luft mit glänzendem Licht. Sein Oxyd, die Beryllerde oder Glycinerde (Be_2O_3) iſt leicht, weiß und unſchmelzbar und bildet mit Waſſer ein weißes, an der Luft Kohlenſäure anziehendes Hydrat (Be_2O_3, 3HO) und mit den Säuren farbloſe, ſüßlich herbe ſchmeckende Salze; es verbindet ſich auch mit Alkalien.

---

15. Alumium.

Aluminium. Al = 13,716 oder 171,167.

Das Alumium gehört zu den verbreitetſten leichten Metallen, findet ſich aber niemals gediegen, ſondern ſtets oxydirt und dann mit Waſſer, Säuren und Baſen verbunden; auch hat man es mit Fluor verbunden aufgefunden. Es wird aus ſeiner Chlorverbindung durch Erhitzen mit Kalium abgeſchieden.

Das Alumium iſt grau, pulverig, unter dem Polirſtahl zinnweiß, mit metallglänzenden, ſehr geſchmeidigen Kugeln untermiſcht, von 2,6 ſpecif. Gewicht und ein Nichtleiter der Electricität; hat für ſich keine Anwendung, macht jedoch einen Beſtandtheil des indiſchen Stahles (Wootz) aus.

An der Luft bleibt das Alumium unverändert; mit kochendem Waſſer entwickelt es Waſſerſtoffgas und bei ſehr ſtarker Erhitzung verbrennt es an der Luft mit glänzender Flamme zu

Alumiumoxyd,

welches auf 27,4 Th. Metall 24 Th. Sauerſtoff enthält, alſo eine Verbindung von 2 Miſchungsgew. Alumium und 3 Miſchungsgew. Sauerſtoff iſt und durch

Al_2O_3 (=41,4) bezeichnet wird. Das Aluminiumoxyd, welches wegen ſeiner erdigen Beſchaffenheit und ſeines Vorkommens in dem Alaun und Thon gewöhnlich Alaunerde oder Thonerde genannt wird, findet ſich frei und mit Waſſer, Säuren und Baſen verbunden und wird rein aus eiſenfreiem Alaun durch Fällung mit kohlenſaurem Alkali, Löſen des Niederſchlages in Salzſäure, Fällung der Löſung mit Ammoniak und Trocknen und Glühen des Niederſchlags erhalten.

Die Alaunerde findet ſich faſt rein im Korund und zwar 1) als Saphyr von blauer, rother, gelber, violetter und grüner, oft auch geſtreifter und ohne Farbe, reiner Durchſichtigkeit und ſtarkem Glasglanz (der blaue heißt Saphyr, der rothe orientaliſcher Rubin, der gelbe orientaliſcher Topas, der violette orientaliſcher Amethyſt, der grüne orientaliſcher Smaragd, der farbloſe Leukoſaphyr); 2) als Demantſpath in haarbraunen, ſchwach durchſcheinenden Kryſtallen oder derben Stücken und 3) als Smirgel in dunkel bläulichgrauen, durchſcheinenden, ſchimmernden kleinen Stücken. Dieſe Foſſilien ſind nächſt dem Diamant die härteſten Körper, von 3,9 bis 4,1 ſpecif. Gewicht und in Säuren unlöslich. Die auf dem Wege der Kunſt abgeſchiedene Alaunerde iſt weiß, locker pulverig, im Ofenfeuer nicht, vor dem Knallgasgebläſe zu einem farbloſen Glas ſchmelzbar und von 2,0, nach dem heftigen Glühen von 4,15 ſpecif. Gewicht. Die ungeglühte Alaunerde löſt ſich leicht in Säuren und feuerbeſtändigen Alkalien, die geglühte nur ſchwierig in Säuren und beim Schmelzen mit Alkalien.

Mit Waſſer bildet die Alaunerde zwei Hydrate nämlich $Al_2O_3 + HO$, welches ſich natürlich als Diaspor in durchſcheinenden, körnig-kryſtalliniſchen Maſſen findet, und $Al_2O_3 + 3HO$, welches ſich als Gibbſit ſtalactitiſch und von durchſcheinender und faſeriger Beſchaffenheit vorfindet und künſtlich aus einem Alaunerdeſalz durch Fällung mit überſchüſſigem Ammoniak erhalten wird und im friſch gefällten Zuſtande gallertartig, trocken aber feſt und durchſcheinend iſt. Das letztere Hydrat findet ſich auch mit phosphorſaurem Bleioxyd ($6Al_2O_3, 3HO + PO_5, 3PbO$) im Bleigummi von Huelgoat.

Die Saphire gehören nächſt dem Diamant zu geſchätzteſten Edelſteinen und der rothe wird ſogar, wenn er rein iſt, höher im Preiſe geachtet (wird auch jetzt künſtlich gemacht). Der Demantſpath dient zum Schleifen und Po-

liren der Edelsteine, der Smirgel zu gleichem Zweck, zum Zerschneiden derselben, zum Feinschleifen von Glas- und Stahlwaaren, schneidender und scharfer Werkzeuge, zur Entfernung des Rostes von Stahlwaaren u. s. w., wozu er auf Papier oder Leder (Smirgelpapier, Rasirmesserstreichriemen) befestigt wird. Die reine Alaunerde ist in der Oelmalerei zur Verminderung des Lasirens empfohlen worden.

Die Alaunerde fehlt zwar nie in einem cultivirten Boden (vergl. unter kieselsaurer Alaunerde), scheint aber kein wesentlich nothwendiger Bestandtheil des Pflanzenorganismus zu sein, da sie selten in erheblicher Menge in den Pflanzen gefunden wird.

Die Alaunerdesalze sind farblos oder weiß, und die löslichen röthen Lackmus und haben einen süßlichen, zusammenziehenden Geschmack. Die Lösungen geben mit den Schwefelalkimetallen und reinen und kohlensauren Alkalien weiße Niederschläge, die sich in einem Ueberschuß von Aetzkali wieder lösen und im sehr concentrirten Zustande mit schwefelsaurem Kali oder Ammoniak krystallinische Absätze, die sich in mehr Wasser lösen. Sie werden, mit Ausnahme der mit feuerbeständiger Säure, in der Glühhitze zersetzt und geben beim Glühen mit salpetersaurem Kobaltoxyd vor dem Löthrohre schön blaue Pulver.[86])

Schwefelsaure Alaunerde (Al_2O_3, 3 SO)

findet sich natürlich als Federalaun, Haarsalz oder Davyt und krystallisirt, künstlich erzeugt, schwierig in perlmutterglänzenden Blättchen mit 18 Mischungsgewichten Wasser, löst sich reichlich, nach dem Erhitzen schwierig in Wasser und ist luftbeständig. Wird auf Alaun, in der Färberei und als Reagens auf Kali- oder Ammoniaksalze benutzt; mehr ist ihr Doppelsalz mit schwefelsaurem Kali, der Alaun, im Gebrauch; überhaupt verbindet sich die schwefelsaure Alaunerde mit den schwefelsauren Alkalien zu Doppelsalzen, welche Alaune genannt werden und von denen bei den betreffenden Salzen gehandelt wird. Auch verbindet sie sich mit anderen schwefelsauren Salzen, deren Basis eine der Alaunerde analoge Zusammensetzung haben.

$^2/_3$ schwefelsaure Alaunerde (Al_2O_3, 2 SO_3)

findet sich mit etwas Eisenvitriol natürlich und wird bei der Digestion des

neutralen Salzes mit Alaunerdehydrat gebildet; zerfällt beim Kochen mit Waſſer in das neutrale Salz und in Alaunerdehydrat.

$^1/_3$ ſchwefelſaure Alaunerde (Al_2O_3, SO_3)

findet ſich mit 9 Miſchungsgewichten Waſſer als Aluminit in weißen, feinerdigen, undurchſichtigen Stücken und wird bei der Fällung des neutralen Salzes mit Ammoniak gebildet; iſt in Waſſer unlöslich.

Als intermediäre ſchwefelſaure Salze der Alaunerde ſind zu betrachten diejenige Verbindung, welche ſich aus mit Alaunerdehydrat geſättigter verdünnter Schwefelſäure nach jahrelangem Aufbewahren als Rinde ($3Al_2O_3 + 4SO_3 + 30HO$ oder Al_2O_3, $SO_3 + (2Al_2O_3, 2SO_3) + 30HO$) abſetzt und der Piſſuphan ($5Al_2O_3 + 2SO_3 + 30HO$ oder $2(Al_2O_3, SO_3) + 24HO + 3[Al_2O_3, 3HO]$), in welchem jedoch ein Theil der Alaunerde durch Eiſenoxyd vertreten iſt. Die $^2/_3$ und $^1/_3$ ſchwefelſaure Alaunerde bildet mit ſchwefelſaurem Kali Doppelſalze.

Kieſelſaure Alaunerde

findet ſich in verſchiedenen Verbindungsverhältniſſen, und zwar ſind die vorzüglichſten Mineralien:

Al_2O_3, $3SiO_3$ als Agalmatholit;

Al_2O_3, $3SiO_3 + KO$, SiO_3 als Feldſpath;

Al_2O_3, $3SiO_3 + KO$ (NaO), SiO_3 als Albit;

Al_2O_3, $3SiO_3 + 3HO$ als Cimolit;

Al_2O_3, $2SiO_3 + 3HO$ als Razoumoffskit;

Al_2O_3, $2SiO_3 + 6HO$ als Bol oder Erinit;

Al_2O_3, $2SiO_3 + NaO$, SiO_3 als Natronſpodumen;

Al_2O_3, $3SiO_3 + 2(NaO, LiO)$, SiO_3 als Spodumen;

$3(Al_2O_3, 2SiO_3) + (3KO + 2SiO_3)$ als Leucit;

$3(Al_2O_3, 2SiO_3) + (3NaO + 2SiO_3) + 6HO$ als Analcim;

Al_2O_3, SiO_3 als Bucholzit;

Al_2O_3, $SiO_3 + 2HO$ als Pholerit;

$5(Al_2O_3, SiO_3) + Al_2O_3, 3HO$ als Wörthit;

Al_2O_3, $SiO_3 + (NaO, CaO)$, SiO_3 als Labrador oder Glaukolith.

Al_2O_3, $SiO_3 + (NaO, KO)$, SiO_3 als Rvakolith;

$2(Al_2O_3, SiO_3) + SiO_3$, $2(KO, NaO)$ als Nephelin;

$Al_2O_3, SiO_3 + NaO, SiO + 2HO$ als Natrolith;

$4(Al_2O_3, SiO_3) + (3NaO\,[LiO] + 4SiO)$ als Petalit;

$3(Al_2O_3, SiO_3) + NaCl + SiO_3, 3NaO$ als Sodalith;

$2Al_2O_3, SiO_3 + SiO_3, 2NaO + CaO, CO_2$ als Cancrinit;

$4(Al_2O_3, SiO_3) + SiO_3, 3(KO, CaO)$ als Diploit;

$(3[Al_2O_3, SiO_3] + SiO_3, 3NaO + 3HO) + 3(3[Al_2O_3, SiO_3] + SiO_3, 3CaO + 9HO)$ als Comptonit;

$3Al_2O_3 + 2SiO_3$ als Talksteinmark, Disthen und Andalusit oder Chiastolith;

$2Al_2O_3 + SiO_3$ als Cyanit;

$4Al_3O_3 + 3SiO_3$ als Andalusit;

$3Al_2O_3 + 4\,SiO_3 + 6HO$ als Kaolin;

$3Al_2O_3 + SiO_3$ als Kollyrit, und

$3Al_2O_3 + SiO_3 + 6HO$ ist die Formel für die meisten Thonarten.

Der Thon selbst ist das Resultat der Verwitterung alaunerdehaltiger Fossilien, welche durch den Einfluß des Wassers und der Kohlensäure und in Folge der veränderlichen Witterungsverhältnisse des größten Theiles der Alkalien und eines Theiles Kieselsäure beraubt und so in amorphe kieselsaure Alaunerde ($SiO_3, 3Al_2O_3$) mit einem geringen Rückhalt an kieselsaurem Alkali, gemengt mit mehr oder weniger unzersetztem Fossil und freier Kieselerde, verwandelt werden.

Der Thon findet sich nicht selten an den Orten, wo er entstanden ist, im Urgebirge oder Trümmern desselben, mit Quarz und Glimmer gemengt, was anzeigt, daß er aus Feldspath und Feldspathgesteinen hervorgegangen, wofür auch spricht, daß er bisweilen noch die Form des Feldspathes besitzt. Diese Art von Thon wird Porzellanthon, Porzellanerde oder Kaolin genannt und ist weiß und sehr fein, doch etwas rauh anzufühlen und wird durch Wasser nicht plastisch, d. h. ist nicht formbar und erhärtet auch nicht für sich im Feuer; um letzteres hervorzurufen, wird er für die Porzellanfabrikation mit Feldspathpulver vermischt.

Der Thon wird sehr leicht vom Wasser aufgeschlemmt und durch fluthendes Wasser weggeführt, aber an ruhigen Orten wieder abgesetzt. Auf diese Weise sind die Thonlager entstanden, welche weit verbreiteter als der Porzellanthon,

aber auch unreiner als dieſer ſind, indem das Waſſer mit dem Thon gleichzeitig andere Subſtanzen aufſchlemmte und dieſe mit jenem und den in Waſſer gelöſten Beſtandtheilen an ruhigen Orten abſetzte. Dieſer Thon hat wegen der fremden Beimiſchungen an Kieſelſäurehydrat, kohlenſaurer Kalkerde und Magneſia, Eiſen- und Manganoxyd, Quarzſand, Glimmer, bituminöſen und kohligen Theilen verſchiedene phyſikaliſche und chemiſche Eigenſchaften, aber die allgemein, daß er ſich mit Waſſer zu einer bildſamen Maſſe anrühren läßt und wird deßhalb im Allgemeinen *plaſtiſcher Thon* genannt.

Der plaſtiſche Thon, welcher wenig fremde Beimengungen enthält und mit Waſſer einen zähen Teig, mit wenig Waſſer eine bildſame Maſſe bildet, heißt *fetter Thon*, während ſolcher, der wegen eines größeren Gehaltes an Kieſelerde weniger bildſam iſt, *magerer Thon* genannt wird. Der fette Thon wird durch ſein Verhalten im Feuer in *feuerfeſten* und *ſchmelzbaren Thon* unterſchieden; zu erſterem gehören diejenigen Thonarten, welche kein oder nur wenig Eiſenoxyd und gar keine kohlenſaure Kalkerde und Magneſia enthalten, nur im ſtärkſten Feuer zuſammenſintern und ſich dabei weiß brennen (Pfeifenerde). Der ſchmelzbare Thon enthält mehr oder weniger Eiſenoxyd, Kalk und Magneſia, und ſchmilzt bei ſtrengem Feuer zu undurchſichtigen Schlacken zuſammen. Man unterſcheidet folgende Arten dieſes Thones:

1) *Gemeinen Töpferthon*, welcher ſich ſehr häufig im aufgeſchwemmten Lande und im Braunkohlengebirge auf Lagern und häufig mit Quarzſand begleitet findet; er iſt weiß, grau durch alle Nüancen, bläulich und gelb, leichter zerreiblich als die feuerfeſten Thonarten, hängt ſtark an der Zunge, fühlt ſich etwas fettig an, färbt etwas ab, zerfällt in Waſſer und giebt damit einen zähen Teig, brennt ſich bei ſchwacher Glühhitze hart und weiß, bei Gehalt an Eiſen gelb oder roth, und ſchmilzt bei ſtrengem Feuer an den feinſten Kanten zu einem Glaſe.

2) *Schieferigen Töpferthon* oder *Letten*, welcher ſich vorzüglich an den Ufern von Seen und Flüſſen, in allen See- und Flußbetten und als Unterlage des Torfes findet; er iſt ſehr fett, durch Gehalt von Kohle ſchwarz oder ſchwärzlich, durch beigemengten Glimmer ſchiefrig, ſaugt ſehr viel Waſſer ein und hält es ſehr feſt und bildet damit eine ſehr zähe Maſſe. Er wird als Bau-

ſtein beſonders für Gewölbe benutzt, taugt jedoch nicht zum Straßen- und Waſſerbau. Abarten ſind

a) Schieferthon, welcher feſt, durch Bitumen oder Kohle grau oder ſchwarz gefärbt iſt, ein dick- und gerade-, ſeltner ein krummſchiefriges Gefüge hat, zuweilen bedeutende Mengen von Schwefeleiſen enthält und bei Ueberſchuß von Quarzkörnern in den Kohlenſandſtein, bei Vorherrſchung des Kohlengehaltes in Brandſchiefer übergeht. Der Schieferthon liefert durch Verwitterung einen thonigen, ſchweren, naſſen und für die Cultur ungünſtigen Boden, der durch Sand, beſonders durch Kohlenſandſtein verbeſſert werden kann.

b) Thonſchiefer iſt ein ſcheinbar gleichartiges Gemenge von ſehr kieſelreichem Thon mit Theilchen von Glimmer, Quarz, Hornblende und Feldſpath, von ausgezeichnetem ſchiefrigem Gefüge und grauer, grüner und ſchwarzer, ſelten von röthlicher Farbe. Er verwittert ziemlich leicht, löſt ſich in Blättchen ab, zerbröckelt und giebt nach und nach ein Haufwerk von ſehr kleinen Schiefern, die endlich zu einem Lehmboden zerfallen, welcher für die Vegetation ſehr günſtig iſt und auf welchem beſonders Waldungen gut gedeihen. Der Dachſchiefer iſt ein ſehr grusarmer, aber ſo ſtark von Kohle durchdrungener Thonſchiefer, daß er dunkelgrauſchwarz oder ſammtſchwarz erſcheint; er zeichnet ſich durch ſeine dünne und geradeſchiefrige Structur aus und wird als Bekleidung für Dächer und Hauswände, und zum Beſchreiben benutzt. Der zerſetzte Dachſchiefer zeigt ſich für die Vegetation nicht günſtig, da er im Sommer ſchnell austrocknet und ſich wegen ſeiner ſchwarzen Farbe beim Auffallen der Sonnenſtrahlen ſtark erhitzt; jedoch gedeiht auf dachſchieferhaltigen Boden der Weinſtock gut.

3) Lehm iſt ziemlich verbreitet und findet ſich im aufgeſchwemmten Lande und in den jüngeren Kalk- und Sandſteinformationen in mehr oder weniger mächtigen Lagern. Er iſt mehr oder weniger ſandig, zerreiblich und durch Eiſenocker gelb oder röthlich gefärbt, fühlt ſich wenig fettig an, ſaugt ſehr begierig Waſſer auf, zerfällt und erweicht darin, iſt weniger plaſtiſch als die beſchriebenen Arten, brennt ſich roth und ſchmilzt bei ſtrengem Feuer zu einer grauen Schlacke. Durch Vorwalten von Sand geht der Lehm in Sandmergel, durch

Vorwalten von Kalk in Kalkmergel und durch Zurücktreten von sandigen und Kalktheilen in Töpferthon über.

4) Kalkhaltigen Thon, ist der Kalkmergel (wovon beim kohlensauren Kalk) und der Thonmergel. Dieser ist grau- oder gelblichweiß, grünlich, röthlich, bräunlich, gestreift und gefleckt, derb, doch auch weich und zerreiblich, im frischen Zustande nicht selten weich, wird beim Liegen an der Luft hart, verläuft häufig in Töpferthon und Lehm und bildet die mächtige Grundlage von einem großen Theile Norddeutschlands und von Jütland. Hierher sind noch zu rechnen die Mergelerde, entstanden durch Verwitterung des Stinkkalke und aus Thon, Kalk, Bitumen und etwas Kieselsäure bestehend; sie ist braun oder grau, feinerdig, bald mehr thonig, bald mehr sandig, quillt mit Wasser zu einem schwarzen Schlamme auf und kommt in Flötzen unter der Dammerde besonders in Mitteldeutschland vor. Löß ist ein aus Thon, Sand und Kalk bestehendes Gemenge von erdigem Bruch und schmutzig gelbgrauer Farbe; er enthält häufig Kugeln von verhärtetem Mergel, Land- und Süßwassermuscheln und Knochenüberreste, und giebt bei angemessenem Sandgehalt und hinreichender Düngung einen trefflichen Ackerboden.

5) Ocker enthaltenden Thon; hierzu gehören

a) Röthel oder die rothe Kreide, welche derb und von erdigem Bruch vorkommt, bräunlichroth bis blutroth, abfärbend und schreibend und ein inniges Gemenge von Thon und rothem Eisenocker ist und mitunter von letzterem so viel enthält, daß sie zum rothen Thoneisenstein gerechnet wird. Dient im zerschnittenen Zustande oder besser geschlemmt und mit Gummilösung angemacht als Rothstift. Hierher gehört auch der Bolus, welcher fester und feiner als Röthel ist und jetzt in der Türkei zur Fabrikation beliebter Pfeifenköpfe und poröser, zum Abkühlen von Getränken dienender Gefäße verwendet wird; beide Arten werden auch häufig als Anstrichfarben benutzt.

b) Gelber und brauner Ocker, welche in verschiedenen Farbentönen durch gelbes und braunes Eisenoxyd gefärbte, erdige, eingesprengte oder knollige thonige Massen sind. Hierher gehören auch die gelbe Erde, welche derb, feinerdig, sehr weich, matt, ockergelb, fettig anzufühlen und etwas abfärbend ist, und die grüne Erde, welche in seladongrünen, derben, mandel-

förmigen, fettig anzufühlenden Maſſen vorkommt. Man gebraucht dieſe Thonarten als Anſtrichfarbe, die gelbe Erde auch zum Gelbfärben des Sämiſchleders.

Die verſchiedenen Thonarten werden außer den bei ihnen angeführten Verwendungen noch zu gebrannten Waaren, wie Ziegelſteinen, Dachziegeln und Dachpfannen, gebrannten Steinmaſſen, zur Fabrikation der irdenen Waaren (engliſchem Steingut, Fayence, gewöhnlichem Töpferzeug, Schmelztiegel, Retorten, Pfeifen, Steinzeug und Porzellan)[87]), ſonſt noch zum Decken des Zuckers, zur Alaunfabrikation, zum Waſſerbau und überhaupt als Material zur Verhütung des Eindringens von Waſſer, als körpergebende Subſtanz für viele Farbeſtoffe, zum Reinigen der Wolle von Fett (Walkerde) und zu vielen anderen Zwecken benutzt. Manche Arten von Thon, beſonders weicher bituminöſer, wird von uncultivirten Völkern und ſelbſt bei Hungersnoth in manchen Gegenden Europas genoſſen.

Der Thon iſt ein weſentlicher Beſtandtheil eines guten, fruchtbaren Ackerbodens, indem er dem Bodengemenge Bindigkeit und inneren Zuſammenhang ertheilt, durch ſeine ſtarke waſſerbindende Kraft die ſchnelle Verdunſtung des Waſſers und dadurch bedingtes ſchnelles Austrocknen verhindert und zugleich ein Bindungsmittel für das durch Regenwaſſer dem Boden zugeführte Ammoniak iſt. Zugleich entläßt der Thon an das kohlenſäurehaltige Waſſer Kali und Kieſelſäure in einem Zuſtande, daß ſie von den Pflanzen aſſimilirt werden können.

In reinem Thon- und Letten wächſt jedoch nichts, weil ſie in naſſem Zuſtande feſt und dicht ſind, der Luft keinen Zutritt gewähren und jeden Wechſel derſelben verhindern. Im trocknen Zuſtande werden ſie ſpröde und hart und halten das hygroſcopiſche Waſſer ſehr feſt, ja ſie entziehen in dieſem Zuſtande ſelbſt den Pflanzen Waſſer, welches ſie aus der Luft angezogen hatten. Außerdem enthalten dieſe Thonarten das Eiſen und Mangan in einem Zuſtande der Oxydation, in welchem ſie für die Vegetation nicht allein nachtheilig, ſondern auch ſchädlich ſind, indem ſie den in ihrer Umgebung befindlichen Sauerſtoff zur höheren Oxydation der in ihnen enthaltenen Metalloxyde verbrauchen und ſo deſſen Einfluß auf die vegetabiliſchen und animaliſchen Stoffe (Dünger) ſchwächen. Ein derartiger Boden kann nur durch Sand und häufiges Um-

pflügen, beſonders vor dem Winter, wo durch das Feſtwerden des Waſſers die in den Thon befindlichen Mineralientheile weiter zerſetzt werden, verbeſſert werden, ehe man ihn beſtellen kann.

Wird hingegen der Thon oder Letten mäßig gebrannt, ſo wird der in ihm enthaltenen Alaunerde alles Hydratwaſſer, vermöge deſſen ſie allein bildſam und zuſammenhängend wird, entzogen; er zerfällt in Staub und erhält dadurch die Eigenſchaft, aus der Luft eine große Menge Ammoniak anzuziehen (welches durch ihn wiederum den Pflanzen zugeführt wird); die Metalloxyde ſind dann vollkommen mit Sauerſtoff geſättigt, Kieſelſäure, Kalk und Kali in den Zuſtand verſetzt, daß ſie leicht verwittern können und ſomit die Bedingungen einer fruchtbaren Erde gegeben. Man benutzt auch häufig gebrannten Thon als ſolchen oder in Form zermahlener Ziegelſteine und Dachziegel zur Verbeſſerung des Ackerbodens und mit einem ungemein günſtigem Erfolge und auf billige Weiſe, da Bruchziegeln überall leicht zu haben ſind. Die Wirkung des Thons iſt zum Theil ſeinem Gehalt an Kali mit zuzuſchreiben. Die Mineralien, aus welchen der Thon entſteht, enthalten eine größere Menge kieſelſauren Alkalis und ſie müßten daher auf die Vegetation noch günſtiger wirken, wenn man ſie im gepulverten Zuſtande (durch Röſten und Mahlen von Feldſpathporphyr, Klingſtein u. ſ. w.) auf den Ackerboden bringen würde.

Phosphorſaure Alaunerde

findet ſich natürlich als Wawellit ($3\,Al_2O_3 + 2PO_5 + 12HO$), mit Alaunerdehydrat als Kalait oder Türkis ($[4\,Al_2O_3 + 3\,PO_5 + 9HO] + 2[Al_2O_3, 3HO]$), einem ſchön himmel- oder ſmalteblauen, nur an den Kanten durchſcheinenden, ziemlich im Werthe ſtehenden Schmuckſtein, ferner mit Fluoraluminium in Kakoxen, mit phosphorſaurem Lithon als Amblygonit, mit phosphorſaurer Magneſia und Eiſenoxydul als Lazulith, und mit phosphorſaurem Ammoniak in einer vulkaniſchen Höhle auf Bourbon vor.

Die Alaunerde verbindet ſich ſo wohl auf trocknem, wie auf naſſem Wege mit den Alkalien und in der Natur kommen ſogar einige Verbindungen derſelben mit anderen Erden und mit Metalloxyden vor, wo ſie dann in Säuren unlöslich iſt.

Alaunerde-Bleioxyd ($PbO, 2Al_2O_3 + 6HO$)

iſt nach Berzelius eine Art Bleigummi von Huelgoet (vergl. Alaunerdehydrat).

Alaunerde-Eisenoxydul

findet sich mit Magnesia als Pleonast ($MgO, [FeO], Al_2O_3$), mit dieser und Zinkoxyd als Gahnit ($MgO, [FeO], ZnO, Al_2O_3$), mit kieselsaurem Eisenoxydul als Chloritspath ($3\,FeO, 2Al_2O_3 + 3FeO + 4SiO_3$) und Chamoisit ($Al_2O_3, 6FeO, 12HO + 2SOi_3 + 6FeO$).

Alaunerde-Beryllerde

findet sich als $Be_2O_3, 3\,Al_2O_3$ und $Be_2O_3, 6Al_2O_3$ im Chrysoberyll, einem sehr geschätzten, spargel- bis olivengrünen, halb- bis ganz durchsichtigen, zu den Edelsteinen gerechneten Fossil.

Chloraluminium (Al_2Cl_6) bildet sich beim Leiten von trocknem Chlorgas über mit Ruß vermengte, stark glühende Alaunerde, ist krystallinisch-blättrig, halbdurchscheinend, blaß grünlich-gelb, leicht schmelzbar und flüchtig, raucht und zerfließt mit Wasser. Die Lösung der Alaunerde in Salzsäure giebt beim Verdunsten sechsseitige Prismen ($Al_2Cl_3, 12HO$) und zerfällt beim weiteren Erhitzen in Salzsäure und Alaunerde.

Fluoraluminium (Al_2F_3)

findet sich im basischen Zustande und mit kieselsaurer Alaunerde verbunden, als Topas ($Al_2O_3, 2Al_2Fl_3 + 6Al_2O_3, SiO$ oder $2\,Al_2F_3 + 5\,Al_2O_3, SiO_3$), in durchsichtigen, weißen, grünen, gelben, rothen und blauen Krystallen, welche zu den Edelsteinen gehören, und als Pyknit ($Al_2F_3 + 3Al_2O_3, 2SiO_3$ oder $2Al_2F_3 + Al_2O_3, 2SiO_3 + 3Al_2O_3, SiO_3$) und mit Fluornatrium in Kryolith vor.

Die übrigen Verbindungen des Aluminiums mit den nicht metallischen und metallischen Stoffen sind ohne technisches Interesse. Aluminium-Eisen ist ein Bestandtheil des indischen Stahls.

Thorium

findet sich oxydirt und mit Kieselsäure verbunden im Thorit, Pyrochlor und Monazit, ist pulvrig, dunkelbleigrau, nur wenig metallglänzend, wird weder von kaltem, noch von heißem Wasser oxydirt, verbrennt an der Luft noch unter der Glühhitze unter lebhafter Lichtentwicklung und löst sich in Säuren, nicht in Alkalien, unter Wasserstoffgasentwicklung; es hat nur eine Oxydationsstufe, die

Thorerde (ThO), welche weiß, pulverig und von 9,4 specif. Gewicht ist und farblose oder weiße, im löslichen Zustande rein zusammenziehend schmeckende Salze bildet.

Yttrium

findet sich oxydirt und mit Säuren verbunden, auch als Silicat nebst anderen Silicaten im Gadolinit, Orthit, Pyrorthit, mit Titansäure im Polymignit, mit Tantalsäure im Yttrotantalit, Euxenit und Fergusonit, mit Fluor verbunden im Yttrocerit, stellt eisengraue, dunkel-metallglänzende Schuppen dar, ist bei gewöhnlicher Temperatur in Wasser und Luft unveränderlich, verbrennt, an der Luft erhitzt, mit glänzender Lichtentwicklung, löst sich in Säuren und feuerbeständigen Alkalien unter Wasserstoffentwicklung und hat nur eine Oxydationsstufe, die Yttererde (YO), welche weiß, sehr schwer und unschmelzbar ist und mit den Säuren weiße, sehr schwere, im löslichen Zustande herbsüßlich schmeckende Salze bildet.

Erbium

ist ein Begleiter des Yttriums und bis jetzt nur als Oxyd, Erbinerde, bekannt, welche dunkelgelb ist.

Terbium

ist ebenfalls ein Begleiter des Yttriums und nur als Oxyd, Terbinerde, bekannt, welche weiß, als Hydrat röthlich ist und mit den Säuren Salze bildet, die einen Stich ins Amethystrothe haben.

---

16. Magnesium.

Magnesium. Mg = 12,651 oder 158,14.

Das Magnesium findet sich in der Natur ziemlich häufig, aber stets mit anderen Elementen, wie Chlor, Brom und Sauerstoff und als Oxyd mit Wasser und verschiedenen Säuren verbunden. Es wird aus seiner Chlorverbindung durch Erhitzen mit Kalium abgeschieden.

Das Magnesium ist silberweiß, hart und dehnbar, in der Rothglühhitze schmelzbar und nicht flüchtig. Hat keine Anwendung.

An trockner Luft und in luftfreiem Waſſer verändert ſich das Magneſium nicht; an feuchter Luft und in lufthaltigem, etwas mehr in kochendem Waſſer, leicht in wäßrigen Säuren wird es oxydirt und beim Erhitzen an der Luft verbrennt es unter Funkenſprühen zu

Magneſiumoxyd.

Dieſes enthält auf 12,6 Th. Magneſium 8 Th. Sauerſtoff, iſt alſo eine Verbindung von gleichen Miſchungsgew. Metall und Sauerſtoff und wird durch MgO (= 20,65) bezeichnet. Es wird wegen ſeines Vorkommens in der weißen Magneſia, im Bitterſalz und Talk auch Magneſia, Bittererde oder Talkerde genannt und findet ſich theils frei, aber ſelten, theils mit Waſſer, theils mit Salpeterſäure, Kohlenſäure, Schwefelſäure, Borſäure, Kieſelſäure, Phosphorſäure und Alaunerde verbunden; es wird aus dem, zugleich kohlenſaures Salz enthaltenden Hydrat durch bloßes Glühen erhalten.

Die natürlich vorkommende Magneſia (Periklas) iſt in Octaedern kryſtalliſirt, die künſtlich abgeſchiedene aber ein weißes, lockeres, unſchmelzbares (im Knallgasgebläſe zu einer das Glas gleich dem Diamant ritzenden Fritte zuſammenſinterndes), feuerbeſtändiges Pulver von etwa 3,0 ſpezif. Gewicht; es löſt ſich ſehr wenig in kaltem, noch weniger in kochendem Waſſer (1 Th. bedarf über 5000 Th. kaltes und 36,000 Th. kochendes Waſſer), verändert einige zarte Pflanzenfarben nach Art der Alkalien, iſt ohne Geruch und Geſchmack und löſt ſich in den meiſten Säuren, nicht in Alkalien. Sie wird hauptſächlich nur innerlich mediciniſch, ſonſt auch noch zum Reinigen des Oeles für Firnißbereitung benutzt, kann aber den gewöhnlichen Thonarten zugeſetzt werden, um dieſe unſchmelzbarer zu machen. Ueber das Vorkommen der Magneſia im Ackerboden und ihren Einfluß auf die Vegetation vergl. unten bei den Magneſiaſalzen.

Mit Waſſer befeuchtet bildet die Magneſia allmälig ein Hydrat (MgO, HO), wobei ſie ſich etwas erwärmt. Dieſes findet ſich natürlich als Brucit in weichen, weißen, perlglänzenden, durchſcheinenden Kryſtallen, welche an der Luft keine Kohlenſäure anziehen, während dieſes bei dem künſtlichen Hydrat ſtattfindet; es verliert beim Erhitzen das Waſſer.

Die Magneſiaſalze ſind meiſt kryſtalliſirbar und farblos, zum großen

Theil in Wasser löslich und dann von bitterlich salzigem Geschmack und im neutralen Zustande ohne Wirkung auf Pflanzenfarben. Ihre Lösungen werden nicht von Schwefelwasserstoff, Schwefelammonium und den sauren kohlensauren Alkalien, aber von den reinen und neutralen kohlensauren Alkalien weiß und durch phosphorsaures Natron-Ammoniak krystallinisch gefällt; kohlensaures Ammoniak verursacht nur in der borsauren, phosphorsauren, arsenigsauren und arsensauren Magnesia, in den übrigen Salzen nur beim Kochen damit einen Niederschlag. In der Hitze werden die Magnesiasalze mit flüchtiger Säure, mit Ausnahme des schwefelsauren Salzes, zersetzt und geben beim Befeuchten mit salpetersaurem Kobaltoxydul und Glühen vor dem Löthrohr fleischrothe Pulver.[88])

Salpetersaure Magnesia (MgO, NO_5)

findet sich in manchem Brunnenwasser und bildet sich in Salpeterplantagen bei Gegenwart magnesiahaltiger Substanzen, krystallisirt schwierig in geschobenen Säulen, zerfließt an der Luft und löst sich sehr leicht in Wasser, schwieriger in Weingeist. Wird bei der Verarbeitung der Salpetererdelauge mit kohlensaurem Kali in Salpeter übergeführt.

Kohlensaure Magnesia

kann in verschiedenen Verbindungsverhältnissen existiren: $^2/_3$ kohlensaure Magnesia ($3MgO + 2CO_2 + 3HO$) bildet sich bei der Fällung des Bittersalzes mit vorwaltendem kohlensaurem Natron und Kochen des Niederschlags mit Wasser, bis es in den körnigen Zustand übergeht; $^3/_4$ kohlensaure Magnesia ($4MgO + 3CO_2 + 4HO$) bildet sich beim Kochen der zweifach kohlensauren Magnesialösung unter Entwicklung von Kohlensäure, findet sich auch natürlich als Hydromagnesit in kreideartiger Masse und wird unter dem Namen Magnesia alba fabrikmäßig dargestellt und gewöhnlich als eine Verbindung von neutraler kohlensaurer Magnesia mit Magnesiahydrat ($4MgO, 3CO_2, 4HO = 3[MgO, CO_2, HO] + MgO, HO$) betrachtet. $^4/_5$ kohlensaure Magnesia ($5MgO + 4CO_2 + 5HO$ oder $4[MgO, CO_2, HO] + MgO, HO$) bildet sich beim anhaltenden Kochen der zweifach kohlensauren Magnesialösung; aus ihr besteht manche Magnesia alba der Fabriken. Neutrale kohlensaure Magnesia (MgO, CO_2) findet sich natürlich als Magnesit, selten in Rhomboedern krystallisirt, und wird gebildet, wenn die zweifach-kohlensaure Magnesialösung in der Wärme zur Trockne verdunstet, wobei sie in mikrosko-

piſchen Kryſtallen von der Form des Arragonits anſchießt; läßt man die zweifach-kohlenſaure Magneſialöſung an der Luft verdunſten, ſo bildet ſich ein büſchelförmig vereinigter Abſatz ($MgO, CO_2 + 3HO$) und bei Ausſetzung jener Löſung einer niedrigen Wintertemperatur ein anderer kryſtalliniſcher Abſatz ($MgO, CO_2 + 5HO$). Zweifach kohlenſaure Magneſia ($MgO, 2CO_2$) bildet ſich im gelöſten Zuſtande, wenn man das baſiſche Salz mit Waſſer anrührt und Kohlenſäure hindurchleitet, bis ſich alles gelöſt hat; dieſe Löſung trübt ſich bei 75° und klärt ſich in der Kälte wieder auf.

Die ſogenannte Magnesia alba iſt ein ſchön weißes und ſo lockeres Pulver, daß es trotz ſeines größeren ſpecifiſchen Gewichtes auf Waſſer ſchwimmt, hat keinen Geruch und Geſchmack und löſt ſich ſehr wenig in kaltem ($^1/_{2500}$), noch weniger ($^1/_{9000}$) in kochendem Waſſer. Sie wird hauptſächlich als innerliches Heilmittel und zur Darſtellung verſchiedener Magneſiapräparate benutzt. Auch iſt ſie ein ſehr gutes Mittel, um von ſchlechten Mehlſorten ein lockeres und weißes Brot zu backen, zu welchem Zweck auf 1 Pfund Mehl 20 — 40 Gran Magneſia genommen werden. Die zweifach-kohlenſaure Magneſia findet ſich in manchen Mineralwäſſern und wird auch bei der Darſtellung künſtlicher Mineralwäſſer gebildet. Neutrale kohlenſaure Magneſia findet ſich mit kohlenſaurem Kalk im Dolomit (vergl. Kalkſalze).

Schwefelſaure Magneſia (MgO, SO_3)

findet ſich zuweilen kryſtalliſirt und auf manchen Geſteinen und Mauern ausgewittert, im gelöſten Zuſtande in den ſogenannten Bitterwäſſern, einigen Salzquellen und im Meerwaſſer, iſt mehr unter dem Namen Bitterſalz bekannt und kryſtalliſirt bei gewöhnlicher Temperatur mit 7 Miſchungsgewichten Waſſer in geraden rhombiſchen Säulen, in der Wärme nur mit 6 Miſchungsgewichten Waſſer, verwittert an der Luft, ſchmilzt beim Erwärmen im Kryſtallwaſſer und hinterläßt endlich das waſſerfreie Salz als ein weißes Pulver, das beim Befeuchten mit Waſſer ſich bis zum Glühen erhitzt. Die ſchwefelſaure Magneſia wird vorzugsweiſe als Laxirmittel und zur Darſtellung der kohlenſauren Magneſia, aber auch zur Bereitung des künſtlichen Meerſchaums (kieſelſaure Magneſia) benutzt.

Auf die Vegetation ſcheint das Bitterſalz dem Gyps und anderen ſchwefelſauren Salzen analog und ſelbſt in größerer Menge nicht nachtheilig

zu wirken; beſonders von günſtigem Erfolg auf die Cultur zeigt es ſich bei rothem Klee und Salat.

Borſaure Magneſia ($MgO_2 2BO_3$)

iſt ein körnig-kryſtalliniſches Pulver, welches beim Glühen in Magneſia und Borſäure zerfällt. Eine baſiſche Verbindung ($3MgO + 4BO_3$) findet ſich natürlich als Boracit in waſſerhellen Würfeln und mit dem entſprechenden Kalkſalz und Waſſer verbunden als Hydroboracit.

Kieſelſaure Magneſia

findet ſich ziemlich häufig und in verſchiedenen Verbindungsverhältniſſen natürlich nämlich:

MgO, SiO_3 als Speckſtein;

$MgO, SiO_3 + HO$ als Meerſchaum;

$2(MgO, SiO_3) + Fe_2O_3, 3SiO + MgO, HO + 4HO$ als Bergholz;

$4(MgO, SiO_3) + MgO, HO + 3HO$ als Spadait;

$4(SiO_3, 3MgO) + HO$ als Villarſit;

$10(SiO_3, 3MgO) + SiO_3, 3FeO$ als Olivin;

$2(SiO_3, 3MgO) + MgF$ als Chondrodit;

$SiO_3, 3[FeO]\,MgO + Al_2O_3, SiO_3 + 3MgO, HO$ als Ripidolith;

$SiO_3, 3[FeO]\,MgO + Al_2O_3, SiO_3 + 2MgO, HO$ als Chlorit;

$SiO, 3MgO + 2MgO, HO$ als Nemalit;

$SiO_3, 3MgO + 2NaO, SiO_3 + 8HO$ als Retinatith;

$(2SiO_3 + 3MgO) + MgO, HO + 2HO$ als Asbeſt;

$2(2SiO_3 + 3MgO) + HO$ als Pikroſmin;

$2(2SiO_3 + 3MgO) + 3(MgO, 2HO)$ als Serpentin;

$4(2SiO_3 + 3MgO) + HO$ als Monradit;

$4(2SiO_3 + 3MgO) + 3HO$ als Aphrodit;

$(2SiO_3 + 3[FeO]\,MgO) + 2HO$ als Pikrophyll;

$(2SiO_3 + 3[FeO]\,MgO) + MgO, HO$ als Antigorit;

$4(2SiO_3 + 3MgO) + MgO, 4HO$ als Spadait;

$2(2SiO_3 + 3MgO) + MgO, 3HO$ als Hydrophit;

$3(2SiO_3 + 3MgO) + MgO, HO$ als Chryſotil;

$4(2SiO_3 + 3[FeO, CaO]\,MgO) + 3MgO, 4HO$ als Schillerſpath;

$(2SiO_3 + 3MgO) + Al_2O_3, SiO_3 + 15HO$ als Kerolith;

$2(2SiO_3 + 3MgO) + Al_2O_3, SiO_3 + 10HO$ als Seifenſtein;

$(2SiO_3 + 3[FeO]MgO) + Al_2O_3, 2SiO_3 + 7MgO, HO$ als Pennin;

$(2SiO_3 + 3MgO) + 3Al_2O_3 [Fe_2O_3], SiO_3$ als Fahlunit;

$SiO_3, 2MgO + 4HO$ als Dermatin;

$3(SiO_3, 2MgO) + Al_2O_3 [Fe_2O_3], SiO_3$ als Nephrit.

Von dieſen Mineralien wird der Speckſtein zur Politur von Serpentin, Marmor, Gypswaaren und Spiegelgläſern, fein gerieben und geſchlemmt als Schminke, als ein die Reibung verminderndes Mittel für Schmiere, zum Vorzeichnen auf Tuch, Seidenzeug und Glas, zu Paſtellfarben, zum Malen auf Glas, zum Fleckenvertilgen aus Wollen- und Seidenzeug, zur Verfertigung onyxartiger Cameen, als Zuſatz zu Porzellanmaſſen und zur Verfertigung von Pfropfen für Sublimirgefäße, Chlorentwicklung- und Salzſäureapparate, von Schmelztiegeln u. ſ. w. benutzt. Aus dem Meerſchaum, den man jetzt auch künſtlich durch Zerſetzung der ſchwefelſauren Magneſia mit kieſelſaurem Kali erzeugt, werden die bekannten Pfeifenköpfe und kleine Schmelzöfen verfertigt. Der Serpentin wird zu verſchiedenartigen gedrehten Geſchirren verarbeitet. Aus dem Asbeſt werden, wenn er langfaſerig und leicht ſpaltbar iſt, unverbrennliche Gewebe und Dochte verfertigt; der kurzfaſerige, mehr dichte, dient als Bindungsmittel für die Schwefelſäure zur Entzündung der chemiſchen Zündhölzer und zur Fabrikation von Steinpappe und Steinpapier. Andere Magneſia und Kieſelſäure enthaltende Steine ſind: 1) die Hornblende ($[3MgO + 2SiO] + CaO, SiO_3$) wird als Flußmittel bei Hohöfen und als Zuſatz bei dem Bouteillenglasſatz benutzt; 2) der Talk, welcher wie der Speckſtein benutzt wird; 3) der Bildſtein oder Agalmatolith, welcher in China zu Schnitzwerken dient und 4) der Topfſtein, ein Gemenge von Glimmer, Talk, Chlorit und Magneteiſenſtein, welcher zur Verfertigung mancherlei Kochgeſchirre und ſehr dauerhafter Ofenplatten, ſo wie auch als Bauſtein benutzt wird.

Die durch Verwitterung des Serpentins und der Serpentingeſteine (Serpentinfels, Ophit, Schillerſpath), des Chlorites, Talkes und überhaupt der Glimmerſteine hervorgegangenen Bodenarten enthalten die Magneſia als Silicat, welches im Waſſer faſt unlöslich iſt und deßhalb in chemiſcher Beziehung auf die Pflanzenvegetation weder förderlich noch hinderlich ſein kann. Iſt hin-

gegen der Boden durch die Verwitterung des Dolomits (kohlenſaurer Kalk-magneſia) und dolomitiſcher Geſteine entſtanden, ſo wird die kohlenſaure Magneſia vermöge ihrer Löslichkeit in kohlenſäurehaltigem Waſſer für die Pflanzen aſſimilirbar; ein ſo entſtandener Boden iſt locker, ſtark waſſerhaltend und für gewiſſe Gewächſe, wie für Flachs und Hanf fruchtbar. Die kieſelſaure und kohlenſaure Magneſia zeichnen ſich insbeſondere dadurch aus, daß ſie unter allen Bodenbeſtandtheilen, und ſelbſt mehr als die kieſelſaure Alaunerde, das meiſte Waſſer mechaniſch aufnehmen und zurückhalten. Deßhalb erwärmt ſich auch ein ſolcher Boden am ſchwerſten, wird bei anhaltender Näſſe leicht ſchlammig und trocknet nur ſchwierig wieder aus, was bei naßkalter Sommerwitterung für die Vegetation ſehr nachtheilig iſt. Hingegen lockert ſich ein einmal trocken gewordener derartiger Boden bei anhaltender Wärme und Trockenheit leicht auf, wird an der Oberfläche aſchenartig dürr und trocknet dann ſelbſt in bedeutenderer Tiefe aus, als der gewöhnliche Sandboden, weßhalb auf ſolchem Boden die Acker- und Waldcultur viel dürftiger ausfällt, als auf Sand, aber bei günſtiger Witterung und angemeſſener Düngung doch noch günſtige Reſultate geben kann.

Phosphorſaure Magneſia

findet ſich im baſiſchen Zuſtande und mit Fluoralumium als Wagnerit ($3[PO_5, 3[MgO] + MgF$) und kommt in den Samen der Gräſer und in ſehr geringer Menge in den flüſſigen, organiſch thieriſchen Subſtanzen, mit Ammoniak verbunden im Harn und thieriſchen Concretionen vor.

Das Magneſium entzündet ſich im Chlorgas und verbrennt zu

Chlormagneſium,

welches auf 12,6 Th. Magneſium 35,4 Th. Chlor enthält, alſo eine Verbindung aus gleichen Miſchungsgewichten beider Körper iſt und durch MgCl bezeichnet wird. Dieſes findet ſich in dem Meerwaſſer, in den Salzſoolen und in einigen Mineralwäſſern und wird in der wäßrigen Löſung durch Löſen der weißen Magneſia in Salzſäure oder durch Zerſetzung der ſchwefelſauren Magne-

sia mit Kochsalz bei niedriger Temperatur erhalten*) und wasserfrei durch Verdunsten der mit Salmiak vermischten Lösung und Erhitzen des Rückstandes bis zur Verflüchtigung des Salmiaks oder durch Leiten von trocknem Chlorgas oder Salzsäuregas über glühende Magnesia dargestellt.

Das Chlormagnesium ist weiß, perlmutterglänzend, leicht schmelzbar, nicht flüchtig und sehr zerfließlich und löst sich unter Wärmeentwicklung in Wasser, woraus es nur schwierig mit 5 Mischungsgewichten Wasser in farblosen Säulchen krystallisirt; die Lösung zerfällt beim Erhitzen und Eintrocknen in Salzsäure und Magnesia, was durch einen Zusatz von Salmiak verhindert wird.

Man benutzt die Mutterlauge der Salinen zur Darstellung von Salmiak, Salzsäure und Chlorcalcium, so wie zur Gewinnung von schwefelsaurer und kohlensaurer Magnesia. Auch ist sie sehr brauchbar zur Fixirung des Ammoniaks im animalischen Dünger, besonders in den menschlichen Excrementen, indem man diese damit besprengt und dadurch das leicht flüchtige kohlensaure Ammoniak in Salmiak und kohlensaure Magnesia verwandelt.

Brommagnesium (MgBr)

findet sich im Meerwasser und in der Mutterlauge mancher Soolen und dient zur Gewinnung des Broms.

Die Verbindungen des Magnesiums mit den übrigen nicht metallischen Elementen, so wie seine Legirungen sind ohne allgemeineres Interesse.

*) Schwefelsaure Magnesia und Kochsalz (Chlornatrium) gehen bei der Winterkälte in schwefelsaures Natron und Chlormagnium über, diese aber bei mittlerer Temperatur wieder in schwefelsaure Magnesia und Chlornatrium zurück. Auf den Salinen producirt man daher aus Mutterlauge der Soole, worin die Bedingungen zu diesen Verbindungen gegeben sind, im Winter schwefelsaures Natron (Glauberſalz) und im Sommer schwefelsaure Magnesia.

17. Baryum.

Barytium. Ba = 68,64 oder 858,01.

Dieſes Metall findet ſich nur in wenigen, zum Theil aber ziemlich häufig vorkommenden Mineralien oxydirt und an Säuren gebunden, auch mit einigen Metalloxyden und Silicaten verbunden, ferner als Beſtandtheil einiger Mineralquellen und wird aus ſeinem mit Waſſer angeteigten und mit Queckſilber in Berührung ſtehenden Oxyd durch die Wirkung der Voltai'ſchen Säule oder durch Erhitzen des Oxydes mit Kalium abgeſchieden.

Das Baryum iſt weiß wie Gußeiſen, ziemlich glänzend, ſchwerer als Schwefelſäure, etwas drückbar, vor der Glühhitze ſchmelzbar und nur bei ſehr hoher Temperatur flüchtig. Hat nur wiſſenſchaftliches Intereſſe.

Das Baryum oxydirt ſich ſchnell in der Luft und mit Heftigkeit in Waſſer und verbrennt bei gelinder Erhitzung an der Luft mit dunkelrothem Licht zu

Baryumoxyd.

Dieſes enthält auf 68,6 Th. Baryum 8 Th. Sauerſtoff, iſt alſo eine Verbindung aus gleichen Miſchungsgew. beider Metalle und wird durch BaO (=76,64) bezeichnet. Es wird aus dem ſalpeterſauren Salz durch Glühen, aus dem kohlenſauren Baryt durch heftiges Glühen mit Kohlenſtaub und aus dem Chlorbaryum durch Zerſetzung mit Aetzkali dargeſtellt.[89]) Wegen der erdigen Beſchaffenheit, des Vorkommens im Baryt und wegen des hohen ſpecif. Gewichtes wird es auch Schwererde oder Barytерde, kurzweg auch Baryt genannt.

Der Baryt iſt grauweiß, erdig, von 4,0 bis 4,7 ſpecif. Gewicht, nicht im Ofenfeuer, wohl aber im Knallgasgebläſe ſchmelzbar, wirkt ätzend auf thieriſche Theile, ſchmeckt brennend ſcharf, wirkt giftig und reagirt alkaliſch. Er verbindet ſich mit Waſſer und Säuren. Das Barythydrat (BaO, HO) bildet ſich beim Befeuchten des Barytes mit Waſſer unter ſtarker Wärmeentwicklung, iſt weiß, ſchmilzt in der Rothglühhitze, verliert dabei ſein Waſſer nicht, und löſt ſich in der 200fachen Menge kochendem Waſſer. Aus

dieſer Löſung ſetzt ſich beim Erkalten eine waſſerhaltige Verbindung (BaO, HO + 8HO) in durchſichtigen Säulen ab, die ſich in 24 Th. kaltem und 2 Th. kochendem Waſſer, auch etwas in Weingeiſt löſen.

Der Baryt iſt, aber ohne vortheilhaften Erfolg, zur Gewinnung der ätzenden Alkalien aus ihren ſchwefelſauren Salzen vorgeſchlagen worden; in der analitiſchen Chemie wird ſeine Löſung zur Erkennung und Beſtimmung von Schwefelſäure und Kohlenſäure benutzt.

Die Barytſalze ſind farblos, zum Theil kryſtalliſirbar, zum Theil nur pulverig, und zum Theil in Waſſer löslich, zum Theil darin unlöslich, aber dann, mit Ausnahme des ſchwefelſauren Salzes, in Säuren löslich. Sie zeichnen ſich durch ihr bedeutendes ſpecif. Gewicht aus und wirken giftig (ſelbſt die unlöslichen auf blindgeborene Thiere). Ihre Löſungen werden durch kohlenſaure, halbphosphorſaure, arſenſaure, chromſaure, oxalſaure und weinſteinſaure Alkalien und in äußerſt verdünntem Zuſtande noch durch Schwefelſäure gefällt. Von den ähnlichen Strontian- und Kalkſalzen unterſcheiden ſie ſich dadurch, daß die Löſungen der Barytſalze durch Kieſelfluorwaſſerſtoffſäure gefällt werden und daß ſie meiſt der Weingeiſtflamme eine hellgrüne Färbung ertheilen.[90])

Salpeterſaurer Baryt (BaO, NO_5)

kryſtalliſirt in waſſerfreien, farbloſen, durchſichtigen Octaëdern und Tetraëdern, löſt ſich ziemlich in reinem, weniger in ſalpeterſäurehaltigem Waſſer, auch in Weingeiſt und wird zur Darſtellung des Baryts und als Erkennungs- und Fällungsmittel für Schwefelſäure, zur Darſtellung der Mangaſäure und mitunter in der Feuerwerkerei benutzt.

Kohlenſaurer Baryt (BaO, CO_2)

findet ſich natürlich als Witherit in farbloſen, auch graulich-weißen, gelblichen, grünlichen oder röthlichen, durchſcheinenden, ſechsſeitigen Säulen; das künſtliche Salz iſt weiß, pulverig, geruch- und geſchmacklos und im Knallgasgebläſe unter Verluſt der Kohlenſäure ſchmelzbar und löſt ſich ſehr wenig ($^1/_{4300}$) in reinem, etwas mehr als in kohlenſaurem Waſſer und wird zur Darſtellung der Barytpräparate und das natürliche Salz in England als Rattengift verwendet.

Chlorſaurer Baryt (BaO, ClO_5)

kryſtalliſirt in durchſichtigen, vierſeitigen Säulen und verpufft mit Schwefel vermengt und erhitzt mit ſchön ſmaragdgrüner Lichtentwicklung, weßhalb er auch in der Feuerwerkerei benutzt wird.

Schwefelſaurer Baryt (BaO, SO_3)

findet ſich natürlich als Schwerſpath in durchſichtigen bis undurchſichtigen, gelblich- oder graulichweißen, röthlichen und bläulichen Kryſtallen, deren Kernform eine gerade rhombiſche Säule iſt, auch ſtrahlig, faſerig, körnig, derb und erdig, ſchmilzt bei hoher Temperatur zu einer weißen, undurchſichtigen, emailartigen Maſſe und iſt künſtlich erzeugt ein weißes, ſchweres, geſchmackloſes, nicht giftiges Pulver. Der Schwerſpath wird zur Bereitung aller Barytpräparate, zur Fabrikation einer Art engliſchen Steinzeuges und des Jaspisgutes, zur Bereitung von Flaſchenglas, zum Emailliren eiſerner Töpfe und zur Vermiſchung für Bleiweiß benutzt. Saurer ſchwefelſaurer Baryt ($BaO, SO_3 + SO_3, HO$) bildet ſich bei der gelinden Digeſtion des neutralen Salzes mit concentrirter Schwefelſäure und ſtellt körnige Kryſtalle dar, die an der Luft durch Anziehung von Feuchtigkeit in ſeidenglänzende Nadeln ($BaO, SO_3 + SO_3, HO + 2HO$) übergehen und durch Waſſer zerſetzt werden.

Kieſelſaurer Baryt

findet ſich nicht rein, ſondern mit kieſelſaurem Strontian, kieſelſaurer Alaunerde und Waſſer im Brewſterit und mit kieſelſaurem Kali, kieſelſaurer Alaunerde und Waſſer im Harmotom; er giebt mit kieſelſaurem Alkali ein dichtes, das Licht ſtark brechendes Glas.

Chromſaurer Baryt (BaO, CrO_3)

iſt ein hellgelbes, in Waſſer unlösliches, geſchmackloſes Pulver, welches zur Darſtellung der Schwefelchromſäure benutzt wird.

Die Barytſalze ſcheinen, wenn ſie nicht in Waſſer löslich ſind, ohne Einfluß auf die Vegetation zu ſein und ſind wohl nur ſelten Beſtandtheile einer Bodenart, auch noch nie in einer Pflanzenaſche aufgefunden worden. Ihr nachtheiliger Einfluß auf den thieriſchen Körper wird durch Glauberſalz oder Bitterſalz, im Nothfall auch durch den Genuß von vielem gypshaltigen Waſſer aufgehoben.

Der Baryt kann noch ſo viel Sauerſtoff aufnehmen, als er bereits enthält und verwandelt ſich dabei in Baryumſuperoxyd (BaO_2), welches beim ſchwachen Erhitzen des Barytes in Sauerſtoffgas entſteht, ſchmutziggrau iſt und erſt bei ſtarker Hitze den überſchüſſigen Sauerſtoff abgiebt; es dient zur Darſtellung des ſogenannten oxydirten Waſſers oder des Waſſerſtoffſuperoxydes (HO_2), indem man in verdünnten Säuren bei ſtarker Abkühlung zu wiederholten Malen die Barytverbindung bringt; iſt eine ſyrupartige, bitterlich ſchmeckende und ekelerregende Flüſſigkeit von 1,453 ſpecif. Gewicht, bleicht Pflanzenfarben und wird in der Wärme und durch viele Körper zerſetzt.

Wird der Baryt in einem Strome von Chlorgas oder Salzſäuregas erhitzt, ſo bildet ſich unter Freiwerden von Sauerſtoffgas oder unter Entſtehung von Waſſer

Chlorbaryum.

Dieſes enthält auf 68,6 Th. Metall 35,4 Th. Chlor, beſteht alſo aus gleichen Miſchungsgewichten beider Körper und wird durch BaCl bezeichnet. Dieſes bildet ſich auch beim Löſen des reinen oder kohlenſauren Baryts in Salzſäure und wird gewöhnlich durch Zerſetzung des Schwefelbaryums mit Salzſäure oder durch Glühen des Schwerſpathes mit Chlorcalcium dargeſtellt.[91])

Das Chlorbaryum kryſtalliſirt mit $14^3/_4$ Procent Waſſer (BaCl, 2HO) in farbloſen, durchſichtigen, geraden rhombiſchen Säulen oder dünnen Blättchen, iſt luftbeſtändig, wirkt giftig, ſchmeckt bitterlich ſcharf und löſt ſich leicht in reinem, ſchwer in ſalzſaurem Waſſer und noch ſchwieriger in Weingeiſt, verkniſtert beim Erhitzen, ſchmilzt bei der Rothglühhitze und iſt feuerbeſtändig. — Es wird theils, aber mit Vorſicht, als innerliches Heilmittel, theils und häufig als Erkennungs- und Fällungsmittel für Schwefelſäure benutzt.

Wird der Baryt in einem Strome von Schwefelwaſſerſtoffgas erhitzt, ſo bildet ſich nebſt Waſſer

Schwefelbarium.

Dieſes enthält auf 68,6 Th. Barium 16 Th. Schwefel, iſt alſo eine Verbindung gleicher Miſchungsgewichte Metall und Schwefel und wird durch BaS bezeichnet. Es bildet ſich auch beim Glühen des Barits mit Schwefel und bei der Einwirkung von Waſſerſtoff oder Kohle auf glühenden ſchwefelſauren Baryt und wird durch Glühen eines Gemenges von Schwerſpathpulver und Kohlenſtaub dargeſtellt.[92])

Das Schwefelbarium ſtellt eine röthlichgelbe, lockere, nach der Inſolation im Dunkeln leuchtende (Bologneſer Leuchtſtein oder Phosphor) Maſſe dar, welche im friſchen Zuſtand geruchlos iſt, aber an der Luft durch Einwirkung von Feuchtigkeit und Kohlenſäure Schwefelwaſſerſtoff entwickelt, in kochendem Waſſer löslich iſt und ſich daraus mit Waſſer verbunden in farbloſen, körnigen Kryſtallen (BaS, 6HO) abſcheidet, die ätzend ſchmecken und an der Luft bald gelb werden. Nach einiger Zeit ſetzen ſich aus der Löſung ſchuppige Kryſtalle (BaO, 10HO + BaS, 10HO) ab, die in Waſſer gelöſt beim Erkalten Barythydrat geben; nach längerem Stehen ſetzen ſich aus der Schwefelbariumlöſung farbloſe durchſichtige Tafeln (BaO, 10HO + 3[BaS, 6HO]) ab. Nach Entfernung dieſer Verbindungen hinterbleibt beim Verdunſten Schwefelwaſſerſtoff-Schwefelbarium (BaS, SH) als eine waſſerhaltige Kryſtallmaſſe Die Schwefelbariumlöſung (oder auch das Barytwaſſer) nimmt beim Kochen noch Schwefel auf und verwandelt ſich in eine Löſung von Fünffach-Schwefelbarium (BaS_5) von gelber Farbe, bitterem, alkaliſchem Geſchmack und ätzender Wirkung; iſt nach dem Verdunſten auch in Weingeiſt löslich.

Das Schwefelbarium dient zur Darſtellung der übrigen Barytpräparate und zur Prüfung des Chlorkalkes.

Die Verbindungen des Bariums mit den übrigen nicht metalliſchen Elementen und Metallen ſind ohne Intereſſe und zum großen Theil noch unbekannt.

18. Strontium.

Strontium. Sr = 43,841 oder 548,02.

Das Strontium, ein in ſeinen Verbindungen dem Baryum ſehr ähnliches Metall, findet ſich nicht häufig und zwar oxydirt und mit Kohlenſäure oder Schwefelſäure verbunden. Es wird auf gleiche Weiſe wie das Baryum gewonnen und iſt grauweiß, weniger glänzend und ſchwieriger ſchmelzbar als dieſes.

Das Strontium verhält ſich an der Luft und in Waſſer wie das Baryum und verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit rothem Licht zu

Strontiumoxyd,

welches auf 43,8 Th. Metall 8 Th. Sauerſtoff enthält, eine Verbindung von gleichen Miſchungsgew. beider Stoffe iſt und durch SrO (= 51,84) bezeichnet wird. Es wird wegen ſeines Vorkommens in dem Strontianit Strontianerde, kurzweg aber Strontian genannt, und auf dieſelbe Weiſe wie der Baryt aus den entſprechenden Verbindungen abgeſchieden.

Der Strontian iſt im Aeußeren und in ſeinem Verhalten im Feuer und gegen die Geſchmacksorgane dem Baryt gleich, aber weniger ätzend als dieſer, zerfällt mit Waſſer befeuchtet unter Erhitzung zu einem weißen Hydrat (SrO,HO), löſt ſich etwas mehr in Waſſer als Baryt und kryſtalliſirt aus der abkühlenden Löſung in waſſerreicheren, farbloſen, vierſeitigen Tafeln (SrO,HO + 8HO), welche ſich in 2 Th. kochendem und in 52 Th. kaltem Waſſer löſen. Der Strontian verbreitet beim Erhitzen mit der Löthrohrflamme ein glänzendes Licht. Hat keine Anwendung.

Die Strontianſalze ſind den Barytſalzen ſehr ähnlich, aber meiſt etwas löslicher in Waſſer; ihre Löſungen unterſcheiden ſich von denen der Barytſalze, daß ſie nicht von Kieſelfluorwaſſerſtoffſäure gefällt werden, und von den beiden ebenfalls ſehr ähnlichen Kalkſalzen dadurch, daß ſie durch eine Gypsauflöſung getrübt werden. Auch färben die Strontianſalze die Weingeiſtflamme purpurroth.[93])

Salpeterſaurer Strontian (SrO, NO_5)

kryſtalliſirt entweder in waſſerfreien, luftbeſtändigen Octaëdern oder mit 5 Miſchungsgewichten Waſſer verbunden in ſchiefen rhombiſchen, leicht verwitternden Säulen, löſt ſich leicht in Waſſer, nicht in Weingeiſt und verpufft beim Erhitzen mit brennbaren Körpern unter purpurrother Lichtentwicklung, weßhalb er in der Kunſtfeuerwerkerei zur Bereitung von Rothfeuermaſſen benutzt wird.

Kohlenſaurer Strontian (SrO, CO_2)

findet ſich natürlich als Strontianit in halbdurchſichtigen bis durchſcheinenden Rhomboëdern und ſechsſeitigen Säulen, auch in derben Maſſen und in Kohlenſäure aufgelöſt in einigen Mineralwäſſern, und iſt künſtlich erzeugt ein weißes, ſehr wenig in reinem, etwas mehr in kohlenſaurem Waſſer lösliches Pulver. Dient zur Darſtellung anderer Strontianpräparate.

Schwefelſaurer Strontian (SrO, SO_3)

findet ſich natürlich als Cöleſtin theils kryſtalliſirt, theils ſtrahlig, faſerig und derb, iſt durchſichtig bis durchſcheinend, waſſerhell oder himmelblau, auch gelb und grau, und bricht das Licht doppelt. Dient zur Darſtellung aller Präparate des Strontiums.

Kieſelſaurer Strontian,

künſtlich erzeugt, dient zur Darſtellung leicht ſchmelzbarer, dichter, das Licht ſtark brechender Gläſer.

Der Strontian kann ſich gleich dem Baryt noch mit ſo viel Sauerſtoff, als er enthält, zu Strontiumſuperoxyd (SrO_2) verbinden.

Chlorſtrontium (SrCl)

wird durch Löſen des kohlenſauren Strontians oder des Schwefelſtrontiums in Salzſäure erhalten und kryſtalliſirt in waſſerhaltigen ($SrCl, 6HO$), an der Luft feucht werdenden, langen Säulen; es löſt ſich leicht in Waſſer und in Weingeiſt und ertheilt der Flamme deſſelben eine ſchön purpurrothe Farbe, weßhalb eine ſolche Auflöſung auf Theatern zur Hervorbringung einer dauernden rothen Beleuchtung benutzt wird.

Schwefelſtrontium (SrS)

wird auf dieſelbe Weiſe, wie aus dem Schwerſpath das Schwefelbaryum, aus Cöleſtin gewonnen, iſt dieſem ſehr ähnlich, leuchtet auch nach der Inſolation im Dunkeln, löſt ſich in kochendem Waſſer und die Löſung ſetzt beim Erkalten kryſtalliſirtes Strontianhydrat ab, während Schwefelwaſſerſtoff-Schwefelſtrontium in Auflöſung bleibt. Dient zur Darſtellung der anderen Strontianpräparate.

Die übrigen Strontiumverbindungen ſind ohne Intereſſe.

---

19. Calcium.

Calcium. Ca = 20,0 oder 250,0.

Dieſes Metall gehört mit zu den verbreitetſten und findet ſich in allen drei Naturreichen, und zwar entweder und am häufigſten oxydirt und an die verſchiedenſten Säuren gebunden oder, aber ſelten, mit Fluor verbunden. Es wird gleich dem Baryum aus Calciumoxyd oder Chlorcalcium iſolirt und iſt ſilberweiß und feſt.

An der Luft und im Waſſer verhält ſich das Calcium wie das Baryum und beim Erhitzen an der Luft verwandelt es ſich unter hellrother Feuerentwicklung in

Calciumoxyd.

Dieſes enthält auf 20 Th. Metall 8 Th. Sauerſtoff, iſt alſo eine Verbindung von gleichen Miſchungsgew. beider Stoffe und wird durch CaO = (28,0) bezeichnet. Es wird gewöhnlich Kalkerde oder kurzweg Kalk genannt und durch Glühen des natürlichen kohlenſauren Kalks im Großen und Kleinen gewonnen.[94])

Der Kalk, auch im entkohlenſäuerten Zuſtande gebrannter Kalk oder Aetzkalk genannt, iſt weiß, leicht zerreiblich, von 2,3 ſpecif. Gewichte, nur im

Knallgasgebläſe und dabei mit ungemein blendender Lichtentwicklung ſchmelzbar, weniger ätzend als Strontian und Baryt und viel ſchwieriger in Waſſer, beſonders wenig in heißem Waſſer löslich und erhitzt ſich beim Befeuchten mit Waſſer ſchnell und ſtark (ſelbſt bis zum Hellrothglühen oder auch ſo weit, daß er Schießpulver und Holzwaaren entzünden kann), zerberſtet dabei unter einem kniſternden Geräuſch, entwickelt Waſſerdämpfe, welche feine Kalktheilchen mit fortreißen und deßhalb auf Naſe und Augen reitzend wirken, und zerfällt endlich zu einem feinen weißen Pulver, Kalkhydrat (CaO, HO), im gemeinen Leben auch gelöſchter Kalk genannt. Wird mehr Waſſer mit dem Aetzkali in Berührung gebracht, ſo wird das ſich bildende Hydrat breiartig (Kalkbrei) und nimmt bei Zuſatz von Waſſer das Anſehen von Milch (Kalkmilch) an, bis er ſich endlich bei hinreichendem Waſſer vollſtändig zu einer klaren, farbloſen, ſchrumpfend ſchmeckenden, alkaliſch reagirenden, an der Luft Kohlenſäure anziehenden und mit einer kryſtalliniſchen Haut von kohlenſaurem Kalk ſich bedeckenden Flüſſigkeit (Kalkwaſſer) löſt, welche bei gewöhnlicher Temperatur geſättigt $^1/_{750}$, bei der Siedhitze aber nur $^1/_{1280}$ Kalk enthält und beim Verdunſten im luftleeren Raum Kalkhydrat in durchſichtigen, regelmäßig ſechsſeitigen Säulen und ſechsſeitigen Tafeln giebt. — An der Luft zerfällt der gebrannte Kalk nach und nach, indem er Waſſer und Kohlenſäure anzieht.

In techniſcher Beziehung unterſcheidet man drei Arten von Kalk, nämlich fetten Kalk, welcher aus ſolchen Kalkſteinen gewonnen wird, die nur bis 6 Proc. fremde Beimiſchungen (Magneſia, etwas Thon und Eiſenoxyd) enthalten; dieſe Art Kalk vergrößert ſein Volumen ungemein beim Löſchen (wie die Umwandlung deſſelben in Hydrat durch Waſſer benannt wird), nimmt dann viel Waſſer auf, um einen ſteifen Brei zu bilden, fühlt ſich in dieſem Zuſtande lange Zeit fettig oder ſchlüpfrig an und kann zur Bereitung des Mörtels mit viel Sand vermiſcht werden. Magerer Kalk wird aus ſehr unreinen Kalkſteinen (mit 15 bis 30 % Magneſia, etwas Thon und Eiſenoxyd) oder beim unvollſtändigen Brennen von ſogenannten guten Kalkſteinen) gewonnen, hat auch gewöhnlich eine gelblichgraue Farbe, erfordert weniger Waſſer zum Löſchen, geht weniger auf, fühlt ſich körnig an, iſt weniger ſchlüpfrig und bindend, verliert im gelöſchten Zuſtande bald ſeine Geſchmeidigkeit und kann nicht viel Sand vertragen. Hydraulicher Kalk endlich enthält zwiſchen 8 und 25 % kieſel-

ſaure Alaunerde, etwas Magneſia, Eiſenoxyd und Manganoxyd, geht mit Waſſer befeuchtet nicht auf, verſchluckt aber im gepulverten Zuſtande viel Waſſer, ohne ſich zu erhitzen oder bedeutend an Volumen zuzunehmen und giebt einen kurzen Teig, welcher unter Waſſer in wenigen Tagen erhärtet, aber an der Luft nur eine geringe Feſtigkeit erlangt (ſ. Mörtel).

Der Kalk hat eine ungemein verbreitete Anwendung; ſo dient er in der Chemie zur Darſtellung der ätzenden und mehrerer Pflanzen-Alkalien, des Chlorkalkes und anderer Kalkpräparate, zur Bindung verſchiedener Säuren, zur Abſcheidung verſchiedener Metalloxyde u. ſ. w., in der Seifenſiederei zur Bereitung der Laugen, in der Bleicherei zum Bücken der Leinwand und des Kattuns, in der Färberei zur Anſtellung der Blaukübeu, in der Gerberei, zur Zerſtörung animaliſcher Stoffe, wie der Leichname auf Schlachtfeldern, zur Enthaarung der Felle und bei der Pergamentfabrikation, in den Zuckerfabriken zum Schäumen des Zucker- und Rübenſaftes, ferner zum Reinigen des Leuchtgaſes und anderer Gasarten von ſauren Dämpfen, zur Abſorption des Waſſerdampfes in feuchten Räumen (bei Aufbewahrung von Pulver und roſtenden Geräthſchaften), zur Verfertigung von Kitt mit Eiweiß oder friſchem Käſe, als Polirmittel und zu vielen anderen Zwecken. Merkwürdig iſt das Verhalten des Kalkes im Feuer, indem er die Gluht derſelben verſtärkt und deßhalb bei Ziegelbrennereien und ähnlichen Anſtalten in der Nähe des Feuerraumes aufgeſtellt wird. Auch verſtärkt er ungemein das Licht, weshalb er in dem Drummond'ſchen Licht von verbrennenden Knallgas getroffen ein äußerſt blendendes Licht entwickelt, welches jetzt zu Signalen benutzt wird. Das Kalkwaſſer dient als innerliches und äußerliches Heilmittel, als Reagens auf Kohlenſäure, Schwefelſäure und einige Pflanzenſäuren u. ſ. w., zum Enthaaren der Felle, zum Raffiniren des Zuckers u. ſ. w. Seine wichtigſte und verbreiteteſte Anwendung des Kalkes iſt aber die zum Mörtel als Bindungsmittel, Abputz und Anſtrich.[93]) Ueber Kalkdüngung ſiehe bei kohlenſaurem Kalk.

Die Kalkſalze ſind den Baryt- und Strontianſalzen ſehr ähnlich, unterſcheiden ſich aber von den erſteren, daß ihre Löſungen nicht durch Kieſelfluorwaſſerſtoffſäure, und von letzteren, daß ſie nicht durch Gypswaſſer gefällt werden; das empfindlichſte Reagens iſt die Oxalſäure, welche bei ſehr ſtarker Verdünnung

der Kalkſalzlöſungen noch eine wahrnehmbare Trübung veranlaſſen. Die Kalkſalze färben die Flamme des verbrennenden Weingeiſtes roſenroth.[96])

Salpeterſaurer Kalk (CaO, NO_6)

findet ſich als Nitrocalcit mit 1 Miſchungsgewicht Waſſer verbunden, an Mauern ausgewittert, in welche Harn und andere verwesbare Stoffe dringen, in einigen Brunnenwäſſern, in der größten Menge aber in der Erde der Salpeterplantagen; kryſtalliſirt nur ſchwierig und mit 6 Miſchungsgewichten Waſſer in farbloſen, langen, ſechsſeitigen Prismen, zerfließt ſehr leicht und löſt ſich ſehr leicht in Waſſer und Weingeiſt; beim Erhitzen entläßt er Sauerſtoff und der Rückſtand phosphorescirt nach der Inſolation im Dunkeln. Er dient zur Darſtellung des Salpeters.

Kohlenſaurer Kalk (CaO, CO_2)

findet ſich in der Natur in großer Menge vor und bildet zum Theil mächtige Gebirgszüge; ferner macht er den Hauptbeſtandtheil der Eier- und Krebsſchalen, der Muſcheln, Schneckengehäuſe u. ſ. w. aus und findet ſich auch in der Knochenerde; im Pflanzenreiche iſt er nicht enthalten und der in der Aſche ſich vorfindende kohlenſaure Kalk iſt das Product der Einäſcherung eines pflanzenſauren Kalkſalzes. Der mineraliſche kohlenſaure Kalk findet ſich theils kryſtalliſirt, theils kryſtalliniſch, theils derb, theils erdig und pulverig, der künſtliche aber iſt ein weißes, aus feinen Kryſtallen beſtehendes Pulver und läßt ſich unter gewiſſen Umſtänden auch mit Waſſer verbinden und in ſehr ſpitzen Rhomboëdern, rhombiſchen oder unregelmäßig ſechsſeitigen Säulen ($CaO, CO_2 + 5HO$) darſtellen, die durch Weingeiſt $^2/_5$ Waſſer verlieren, aber ihre Form behalten. Der kohlenſaure Kalk iſt theils farblos und durchſichtig, theils weiß und undurchſichtig, geruch- und geſchmacklos und ſehr wenig ($^1/_{16000}$) in reinem, dagegen ſehr leicht in kohlenſaurem Waſſer löslich und entläßt bei mächtiger Glühhitze und beſonders unter Mitwirkung von Waſſerdämpfen die Kohlenſäure vollſtändig. Die wichtigſten Arten des kohlenſauren Kalkes ſind:

1) Der Kalkſpath oder Doppelſpath findet ſich in verſchiedenen ſecundären Formen, deren gemeinſchaftliche Grundform aber ein beſtimmtes Rhomboëder iſt, kryſtalliſirt und iſt theils farblos und durchſichtig, theils gelb, grau und anders gefärbt; er bricht das Licht doppelt und ſeine reineren Arten, namentlich der isländiſche Doppelſpath, werden zu Verſuchen über doppelte Strahlen-

brechung und Polariſirung des Lichtes benutzt. Der rhomboëdriſche Kalkſpath erſcheint auch in ſtänglich abgeſonderten, tropfſteinartigen und dichten Maſſen, die zur Darſtellung von reinem Kalk benutzt werden. Der hierher gehörende Faſerkalk iſt verſchiedenartig gefärbt und wird nicht ſelten zu Schmuckſachen verarbeitet. Der Arragonit enthält gewöhnlich einige Procente kohlenſauren Strontian oder kohlenſaures Bleioxyd, und findet ſich in regelmäßigen Octaëdern und ſpießigen Kryſtallen.

2) Körniger Kalk oder Urkalk, in der reinſten Beſchaffenheit als Cararíſcher Marmor bekannt, iſt von körnig-blätterigem Gefüge bis höchſt feinkörnig, weiß, gelb, grau und anders gefärbt, gefleckt, vielfarbig und wenigſtens an den Kanten durchſcheinend und wird zu Bildhauerarbeiten, architektoniſchen Werken, Zierrathen u. ſ. w. verarbeitet, die weniger feinen Abarten aber zum Kalkbrennen, zu verſchiedenen chemiſchen Präparaten, zur Entwicklung von kohlenſaurem Gas u. ſ. w. benutzt.

3) Dichter Kalkſtein kommt im Uebergangs- und Flötzgebirge vor, iſt derb, gelblichgrau oder bläulichgrau und theils mit, theils ohne Verſteinerungen und wird als Bauſtein bei Grund- und Waſſerbauten benutzt, iſt aber für Brandmauern und wegen ſeiner Neigung zur Salpeter- und Natronerzeugung für Mauerwerk von Kloacken und Viehſtällen nicht brauchbar und zum Chauſſee- und Pflaſterſtein zu weich. Aus ihm wird vorzugsweiſe Kalk gebrannt und er dient auch als Zuſchlag beim Schmelzen von Eiſenerzen, beim Friſchen phosphorhaltigen Eiſens, zum Kalken der Felder u. ſ. w. Als Unterarten des dichten Kalkſteins iſt der Zechſtein oder Alpenkalk, Rauchkalk, Muſchelkalk, Korallenkalk und Jurakalk zu betrachten.

4) Lithographiſcher Stein iſt ein dichter Kalkſtein von hellgelb- und rauchgrauer Farbe, dicht und ſehr gleichförmig im Gefüge, bricht in horizontalen Platten von verſchiedener Stärke und umſchließt eine große Anzahl von Verſteinerungen aus der Pflanzen- und Thierwelt. Der gleichförmige, feinkörnige, von Adern, Flecken und weichen Stellen freie wird zum Lithographiren, der grobkörnige und ſonſt fehlerhafte aber zum Belegen von Fußboden und Trottoirs benutzt.

5) Kreide iſt theils feinkörnig und weich, theils grobkörnig und hart, von weißer, ins Gelbliche und Graue ziehender Farbe und ſtets etwas thon-

und eiſenoxydhaltig, nicht ſelten auch mergelig und mit feinkörnigem Quarzſand vermengt, enthält merkwürdige Verſteinerungen und Lager von Feuerſtein (meiſt in einzelnen Knollen), Thon und Mergel. Sie wird vielfach angewendet, wie in England zum Kalkbrennen und die härtere zu Bauſteinen; ferner zum Zeichnen und ſo wohl im ungeſchlemmten wie im geſchlemmten Zuſtande zum Anſtrich, zum Verſetzen des Bleiweißes, zum Grundiren von Pergament und Holz, welches vergoldet werden ſoll, zum Putzen metallener Gegenſtände, zum Glasſatz, zu Kitt u. ſ. w. Hierher gehört auch die ſogenannte Bergmilch oder Mondmilch, welche theils ſchwammartig, theils derb, theils locker verbunden, theils ſtaubartig und von gelblichweißer, ins Graue und Röthliche ſpielender Farbe iſt, außer Kalkerde noch Magneſia, Alaunerde und Eiſenoxydul enthält und zur Verfertigung leichter, ſchwimmender Steine benutzt wird.

6) Süßwaſſerkalk oder Kalktuff gehört der neueſten Formation an, indem er ſich fortwährend noch aus Kalk- und viel Kohlenſäure enthaltenden Quellwäſſern an der Luft abſetzt, iſt matt, undurchſichtig, porös, derb und von den mannichfaltigſten Formen, je nach der Form der Subſtanz, auf der er ſich abgeſetzt hat, röhrenförmig, moosartig u. ſ. w., und ſchließt nicht ſelten vegetabiliſche und animaliſche Theile ein; er wird gleich den anderen Kalkarten, beſonders aber zum Bau von Salpeterplantagen und die weichere, lockere Varietät, welche ſägbar iſt, als Bauſtein für leichte Gebäude benutzt.

7) Mergel iſt ein Gemenge von kohlenſaurem Kalk, Thon und Sand, je nach dem Vorwalten des Thons, Kalkes oder Sandes unterſcheidet man Thonmergel (ſ. oben bei kieſelſaurer Alaunerde (S. 242), Kalkmergel und Sandmergel. Der Sandmergel iſt weiß oder gelblichweiß und von erdigem Bruch, zerblättert ſich durch Einfluß der Atmoſphärilien und zerfällt; er giebt beim Brennen einen mageren, faſt hydrauliſchen Kalk und und wird leicht todtgebrannt. Man benutzt den Mergel zum Kalkbrennen und zum Mergeln der Felder von ſchwerem, fetten Thonboden. Der Sandmergel verhält ſich wie der Kalkmergel, enthält aber mehr Sand und wird ebenfalls zum Mergeln benutzt. Man unterſcheidet auch noch Eiſenmergel, Gypsmergel und bituminöſen oder ſchwarzen Mergel, nach dem Hervortreten von Eiſenoxyden, Gyps oder Bitumen (Stinkmergel). Der Kupferſchiefer iſt ebenfalls ein Mergelſchiefer.

Kohlenſaurer Kalkbaryt ($CaO, CO_2 + BaO, CO_2$)

findet ſich natürlich als Barytocalcit in farbloſen, gelblichen, grünlichen und graulichen, durchſichtigen bis durchſcheinenden rhombiſchen Prismen.

Kohlenſaure Kalkmagneſia

findet ſich als ſogenannter Bitterkalk in verſchiedenen Verbindungsverhältniſſen: $CaO, CO_2 + MgO, CO_2$ iſt der Dolomit, welcher theils kryſtalliſirt und körnig (Bitterſpath, ſpäthiger und ſtängeliger Dolomit), theils derb und körnig (körniger Dolomit, Rauhwacke zum Theil), theils dicht (dichter Dolomit, Rauhwacke zum Theil) vorkommt. Eine an kohlenſaurer Magneſia ärmere Verbindung, nämlich ohngefähr $4CaO, CO_2 + 3MgO, CO_2$ und $5CaO, CO_2 + 3MgO, CO_2$, iſt der Braunkalk, welcher entweder kryſtalliſirt (ſpäthiger Braunkalk, Braunſpath oder Perlſpath) oder derb und faſerig (faſeriger Braunkalk) vorkommt. Alle Bitterkalke enthalten zugleich veränderliche Mengen von kohlenſaurem Manganoxydul und Eiſenoxydul und einige auch bis einige Procente Waſſer.

Kohlenſaurer Kalk iſt in jeder Ackererde, aber in verſchiedener Menge (zwiſchen 1—30 %) enthalten. Die kalkreicheren Bodenarten ſind durch Verwitterung der oben beſchriebenen kohlenſauren Kalkarten entſtanden und werden deßhalb auch Kalkboden genannt. Sie ſind, mit Thon und Humus gemengt, meiſt ſehr fruchtbar, bei vorherrſchendem Kalk und Sand aber für die Vegetation untauglich, indem ſich ein ſolcher Boden leicht und ſtark erhitzt und deßhalb raſch austrocknet; für ſolche Bodenarten müſſen Humus- und thonreiche Materialien als die angemeſſenſten Verbeſſerungsmittel angewendet werden. Der Urkalk widerſteht den Atmoſphärilien mehr oder minder ſtark, je nachdem er fein- oder grobkörnig iſt, und bildet einen durchläſſigen Untergrund und lockeren, bei einer ebenen Lage und angemeſſenen Düngung für die Vegetation nicht ungünſtigen Boden. Der Uebergangskalk wird ſehr leicht durch äußere Einflüſſe zerſtört; er zerklüftet und verwittert um ſo leichter, je mehr er Thon enthält, der entſtehende Boden iſt aber mager und für die Vegetation nicht ſehr zuträglich, wird aber mit Zunahme des Thongehaltes beſſer. Reiner Zechſtein widerſteht ziemlich den Atmoſphärilien, während der thon- und quarzreiche bald zerklüftet, erdig wird und zuletzt zu einem mergeligen, auch ſandigen Kalkboden von ziemlicher Fruchtbarkeit zerfällt; ein Gleiches gilt vom Rauchkalk. Der Muſchelkalk verwittert mehr oder weniger leicht und giebt einen mehr tho-

nigen oder mergeligen Boden, welcher der Vegetation, namentlich dem Weinſtocke, dem Weizen- und Kleebau, ſehr erſprießlich iſt, bei vorwaltendem Kalk aber häufig mager und trocken iſt und eine ſtarke Düngung erfordert. Der feſte, dichte Jurakalk widerſteht der Verwitterung ſehr lange und bildet einen für die Vegetation ungünſtigen Felsboden, deſſen Berggipfel gewöhnlich nackt und kahl ſind und ſelten Quellen enthalten; der thonige, mergelige oder ſandige Jurakalk wird hingegen leicht durch die Atmoſphärilien zerſetzt und giebt einen thonigen oder mergeligen, für die Vegetation und beſonders für die Forſtcultur ſehr günſtigen Boden. Die Mergelarten verwittern im Allgemeinen ſehr leicht, zerſpringen und zerfallen, und bilden, namentlich die thon- und quarzreichen einen ſehr fruchtbaren Boden; mancher Mergel aus der Keuperformation zerfällt erſt in Blättchen, die ſich nach und nach in einen Boden umwandeln, auf welchem Getreide und Klee, auch Waldungen ſehr gut gedeihen; der Kieſelmergel zerſetzt ſich am ſchwierigſten und liefert deßhalb auch nur einen wenig tiefgründigen und ziemlich unfruchtbaren Boden; der Kupferſchiefer iſt wegen ſeines Metallgehaltes für die Vegetation ſehr ungünſtig. Die Kreide verhält ſich gegen die Atmoſphärilien ſehr verſchieden, indem ſie zum Theil leicht verwittert und wie in den Kreidethälern Englands einen für Klee, Rüben, Korn und Weizen günſtigen Boden liefert, theils ſehr ſchwer verwittert und ihre Berge meiſt kahl und uncultivirbar ſind; chloritiſche und mergelige Kreide verwittert leicht und giebt einen für Futterkräuter fruchtbaren Boden. Die Dolomite verwittern zwar im Ganzen leicht, doch geben ſie wegen ihren großen Gehalt an Magneſia einen in der Näſſe ſehr ſchlammigen, bei trockener Wärme einen ſehr austrocknenden Boden.

Der Kalk wird ſo wohl im hydratiſchen, als auch im kohlenſauren Zuſtand ſehr häufig als Düngungsmaterial benutzt und zeigt ſich dabei in vielen Fällen von ſehr günſtigem Erfolge. Seine Wirkſamkeit beruht nicht ſo wohl darauf, daß er den Pflanzen als Nahrungsmittel dient, als vielmehr in ſeiner chemiſchen Wirkung auf die Beſtandtheile des Bodens. Er wirkt nämlich auf die organiſchen Beſtandtheile des Bodens, indem er durch ſeine Gegenwart die Abſorption des atmoſphäriſchen Sauerſtoffgaſes ſehr ſteigert und dadurch die Verwandlung jener organiſchen Körper in Kohlenſäure, Waſſer und ſogenannten Humus beſchleunigt. Beſonders aber wirkt der Kalk vortheilhaft bei ſehr

bündigem, aber humusreichem Thonboden, indem er hier nicht bloß ganz allein die Oxydation veranlaßt ſondern auch allmälig den Thon zerſetzt und deſſen Kali in Freiheit ſetzt. Feſter, bündiger Boden, welcher nur wenig den Zutritt des Sauerſtoffes zu ſeinen inneren Theilen geſtattet, verträgt deßhalb eine reichliche Kalkdüngung, und iſt der Boden, wie gewöhnlich, eiſenoxydulhaltig, ſo befördert er zugleich die Oxydation deſſelben. Auf moorige und vermooste Wieſen geſtreut, bringt er, wenn dieſe entwäſſert werden können, eine gute Wirkung hervor und bald zeigen ſich auf ihnen beſſere Gewächſe, deren Samen jahrelang todt im Boden gelegen haben. Iſt jedoch die Wieſe nicht trocken zu legen, ſo zeigt er mehr ſchädliche als vortheilhafte Wirkungen. Auch für Moorboden mit ſchwefelſauren Metallſalzen zeigt ſich der Kalk, wenn der Boden trocken gelegt werden kann, ſehr vortheilhaft, weil er die Metallſalze, das ſchwefelſaure Eiſenoxydul zerſetzt, ſich ſelbſt in Gyps verwandelt und das abgeſchiedene Eiſenoxydul bald in Oxydhydrat übergeht. Auf ſandigem Boden iſt hingegen die Kalkdüngung mit großer Vorſicht anzuwenden, indem bei größeren Quantitäten die junge Vegetation zerſtört wird, und auf Kalkboden iſt ſie gar nicht nöthig und ſogar ſchädlich.

Dem reinen Kalkhydrat ähnlich aber ſchwächer wirkt der kohlenſaure Kalk als Düngmittel; man verwendet dann Kreide oder Mergel, welcher im Herbſt ausgegraben und ſogleich auf die Felder verſtreut wird, wo er die Feuchtigkeit ſtark anzieht, aufſchwillt und zerfällt. Die Kreide zeigt ſich vorzüglich auf ſaurem Wieſen- und Weideland, ferner bei ſehr bündigem Thonboden, welcher dadurch mürber und lockerer wird, wirkſam. Wenn der Mergel Eiſenoxydulverbindungen oder Bitumen enthält, ſo muß man ihn im erſteren Fall zuerſt an der Luft zerfallen laſſen, damit das Oxydul in Oxydhydrat übergeführt wird, im letzteren Falle, da das Bitumen für die Vegetation ebenfalls ungünſtig iſt, gelinde brennen, wodurch der Mergel an Poroſität und dadurch an Fähigkeit gewinnt, die für die Vegetation vortheilhaften atmoſphäriſchen Beſtandtheile einzuſaugen. Die Wirkung des Mergels iſt zum Theil durch den nie fehlenden Kaligehalt ſeines Thones bedingt, welcher immer größer iſt, als der in einem bereits längere Zeit cultivirten Boden. In ähnlicher Weiſe wirken für die Vegetation günſtig die kalkhaltigen Abfälle bei manchen Gewerben, wie die ausgelaugte Aſche (wo aber noch kieſelſaures Kali ins Spiel kommt),

der Kalk, welcher zur Bereitung ätzender Laugen gedient hat, der Abfall bei der Bereitung des Salmiaks aus kohlensaurem Ammoniak und Chlorcalcium, oder der Soda aus Glaubersalz, Kalkstein und Kohle, die Absätze von den Chlorkübeln und Blaukübeln; diese enthalten den Kalk meist als Hydrat und kohlensaures Salz (bei der Sodabereitung auch als Schwefelcalcium, welches sich durch den Einfluß der Luft nach und nach in schwefelsauren Kalk verwandelt) und können daher zur Verbesserung von saurem Wiesen- und Moorboden verwendet werden.

Saurer kohlensaurer Kalk ($CaO,2CO_2$)

findet sich sehr häufig als Bestandtheil der Brunnen- und vieler Mineralwässer, welche beim Verdunsten an der Luft das neutrale Salz (Sprudelstein von Karlsbad, Tropfstein in der Baumannshöhle, Bielshöhle u. s. w. und beim Kochen (Topfstein oder Kesselstein) absetzen und hierdurch nicht gut brauchbar für Dampfmaschinen werden, weil sich das Salz an den Wänden der Kessel als eine feste Kruste abscheidet, die beim Wechsel der Temperatur, durch Klopfen u. s. w. abspringt und so die glühende Metallfläche mit Wasser plötzlich in Berührung bringt, wodurch wegen der vergrößerten Dampfbildung Explosionen veranlaßt werden können (Verhinderungsmittel des festen Anhaftens sind Kartoffeln und Malz). Solche Wässer eignen sich auch nicht zum Waschen und zum Kochen der Hülsenfrüchte und des Malzes, da sie die Seife zersetzen und unwirksam machen, beim Kochen der Hülsenfrüchte und des Malzes kohlensauren Kalk auf diesen absetzen und sie gegen die Einwirkung des siedenden Wassers schützen, wohl auch eine Veränderung auf ihrer Schale hervorbringen. Derartige Wässer muß man vor dem Gebrauch eine halbe Stunde lang für sich kochen. Der saure kohlensaure Kalk ist es auch größtentheils, welcher von den Pflanzen assimilirt wird.

Unterchlorigsaurer Kalk (CaO,ClO)

ist nebst Calciumoxychlorid und Wasser der wirkende Bestandtheil des sogenannten Chlorkalkes oder Bleichkalkes ($CaO,ClO + CaCl,3CaO + 15HO$), welches sich bei der Einwirkung von Chlorgas auf Kalkhydrat bei möglichst niedriger Temperatur bildet und fabrikmäßig dargestellt wird. Er ist ein weißes, chlorähnlich, doch abweichend riechendes Pulver, welches an der Luft Kohlensäure und Wasser anzieht und sich in Wasser unter Rücklassung von

Kalkhydrat und unter Entwicklung von Chlorgas löſt. Die Löſung bleicht organiſche Subſtanzen und geht beim Kochen in chlorſauren Kalk über, wobei ſich Chlorcalcium bildet. Beim Vermiſchen mit einer Säure, auch durch den Zutritt der atmoſphäriſchen Kohlenſäure, wird unterchlorige Säure abgeſchieden, die in Berührung mit vielen organiſchen Subſtanzen, z. B. mit Farbſtoffen, in Chlor und Sauerſtoff zerfällt, welche Stoffe ſich mit den Elementen der organiſchen Subſtanz verbinden und dieſe dadurch zerſtören. Der Chlorkalk dient zum Bleichen des Kattuns, der Leinwand, der Lumpen für Papierfabrikation oder des Papierſtoffes und zur Zerſtörung ſtinkender, in fauliger Gährung begriffener organiſcher Stoffe und miasmatiſcher Materien und wird zu dieſen Zwecken theils in der rein wäßrigen oder angeſäuerten Löſung, theils trocken, theils als Räucherung (durch Uebergießen des trocknen Chlorkalks mit einer Säure oder einer Auflöſung von ſaurem ſchwefelſaurem Kali) angewendet.

Chlorſaurer Kalk (CaO, ClO_5)

kryſtalliſirt ſchwierig, wird an der Luft feucht und dient, durch Zerſetzung mit Chlorkalium, zur Darſtellung des chlorſauren Kali's.

Schwefelſaurer Kalk (CaO, SO_3)

findet ſich natürlich und zwar waſſerfrei als Anhydrit in durchſcheinenden bis undurchſichtigen, weißen, grau-, gelb- und röthlichweißen, geraden rechtwinkligen Säulen, auch in ſtrahligen und körnigen Maſſen und mit 2 Miſchungsgewichten Waſſer als Gypsſpath oder Marienglas in durchſichtigen, farbloſen, ſchiefen rechtwinkligen Säulen und in faſerigen, ſchaumigen und erdigen, verſchiedenartig gefärbten Maſſen. Der körnige, weiße, gelblichgraue oder röthliche, gefleckte, geſtreifte oder geaderte Gyps heißt Alabaſter, der derbe, grob- und fein-, meiſt gerad-, ſelten krummfaſerige heißt Faſergyps, der loſe, feinſchuppige, ſchnee- oder gelblichweiße Schaumgyps und der ſtaubartige Gypserde (der Thongyps iſt ein aus Gypsſpath, körnigem und faſerigem Gyps und Thon innig gemengtes Geſtein, welches ſehr leicht an der Luft zu unreiner Gypserde zerfällt). Der ſchwefelſaure Kalk findet ſich auch mit ſchwefelſaurem Natron als Glauberit ($CaO, SO_3 + NaO, SO_3$) in waſſerfreien, rhombiſchen Prismen und mit ſchwefelſaurem Kali und Magneſia nebſt Spu-

ren von Eisenchlorür, Eisenoxyd, Chlormagnium und Chlornatrium als Polybalit ($2[CaO,SO_3] + KO,SO_3 + MgO,SO_3 + 4HO$) in schiefen, rhombischen Prismen. Der künstliche schwefelsaure Kalk ist ein weißes Pulver oder stellt sehr kleine Nadeln dar. Der Gyps verliert bei 100° sein Krystallwasser und zerfällt zu einem weißen Pulver, welches beim Befeuchten mit Wasser dieses wieder aufnimmt und zu einer festen Masse (Gypsguß) gesteht. Er löst sich in 400 Th. Wasser zu einer geschmacklosen Flüssigkeit, welche beim Vermischen mit Seifenlösung unlöslichen fettsauren Kalk abscheidet (viele Brunnenwässer haben wegen Gypsgehalt dieselbe Eigenschaft und sind deßhalb zum Waschen untauglich, da der fettsaure Kalk keine reinigende Kraft besitzt; solche Wässer werden harte Wässer genannt und können nur nach dem Vermischen mit einer entsprechenden Menge kohlensauren Alkali benutzt werden), beim Verdunsten Gyps (Pfannenstein, Kesselstein zum Theil) absetzt und in Berührung mit verwesenden oder faulenden organischen Substanzen den Geruch und Geschmack des Schwefelwasserstoffs erhält, indem der Sauerstoff des Kalkes und der Schwefelsäure von der organischen Substanz angezogen und Schwefelcalcium gebildet wird, welches sich durch die Einwirkung der Kohlensäure und Wasser wieder in kohlensauren Kalk und Schwefelwasserstoff zersetzt (Entstehung kalter Schwefelwässer aus Gypswasser, welches durch moorigen Boden sickert). Der Gyps wird zu verschiedenen Zwecken benutzt; so das Marienglas in dünne Blättchen gespalten als Stellvertreter des Fensterglases (in Rußland), ferner der gewöhnliche Gyps gepulvert zum Putzen von Edelsteinen und Perlen, als Streupulver für Schriftzüge, zum Düngen von Wiesen und Kleefeldern, ferner zum Brennen, um ihn dann theils mit Sand vermischt als sogenannten Sparkalk zum Abputz und zum Gypsguß für Fußböden, theils zu Büsten und dergl. zu verwenden, der Alabaster zu Vasen, Uhrgehäusen, Verzierungen, Bildhauerarbeiten und dergl., auch als Baustein. Auch wird der Gyps zur Porzellanfabrikation und in chemischen Fabriken, z. B. zur Umwandlung des rohen kohlensauren Ammoniaks in schwefelsaures Ammoniak benutzt. Er wird auch bei verschiedenen chemischen Operationen als Nebenproduct, z. B. bei der Abscheidung verschiedener Pflanzensäuren, wie der Weinsteinsäure gewonnen, und dient nicht allein in seiner Lösung als Reagens, sondern auch im festen Zustand als Austrocknungsmittel für Niederschläge u. s. w.

Der Gyps ist ein häufiger Bestandtheil der Bodenarten und wird leicht in diese übergeführt, da, wenn er nicht krystallinisch ist, leicht verwittert. Ein solcher Boden, sogenannter Gypsboden, erwärmt sich leicht in der Sonne und behält die empfangene Wärme lange, hält aber nur wenig tropfbares Wasser zurück und läßt es wegen seiner starken Erwärmung bald wieder verdunsten. Der Gyps ist die Quelle des Schwefels, der sich in den Pflanzen vorfindet, indem er, wie oben angeführt, durch die Berührung mit verwesenden oder faulenden organischen Substanzen desoxydirt und in Schwefelcalcium, dieses aber zum Theil durch die Einwirkung der atmosphärischen Kohlensäure in Schwefelwasserstoff und kohlensauren Kalk verwandelt und ersterer von den Pflanzen aufgenommen, zum Theil er selbst wegen seiner Löslichkeit in Wasser von den Pflanzen im gelösten Zustand aufgesogen und assimilirt wird. Er ist also ein für viele Pflanzen günstiger Bestandtheil des Ackerbodens, kann aber auch, wenn er im Uebermaß vorhanden, nachtheilig wirken, da er sich dann in den Saftgefäßen niederschlägt und diese verstopft. Gypsreiche Felder werden durch Thon, Lehm oder Sand verbessert. Der Gyps ist ferner ein vortreffliches Mittel, um das bei der Fäulniß stickstoffhaltiger Körper sich bildende Ammoniak zu fixiren, d. h. es gegen das Entweichen in die Luft zu schützen; zu diesem Zweck werden die Excremente und überhaupt faulende Stoffe mit Gyps vermengt, wodurch das sich bildende kohlensaure Ammoniak sogleich in schwefelsaures Ammoniak, der Gyps aber in kohlensauren Kalk verwandelt wird und er also in dieser veränderten Form wesentlich zu dem Gedeihen der Pflanzen beiträgt.

Der Gyps ist demnach ein wichtiges Düngematerial und namentlich für solche Pflanzen, welche Schwefel und Stickstoff enthalten, wohin besonders die Hülsenfrüchte gehören; ersteren enthält er selbst, letzteren giebt er durch Aufnahme des Ammoniaks, welches theils durch den Dünger zugeführt, theils aus der Luft und durch Regenwasser aufgenommen, in schwefelsaures Ammoniak verwandelt und als solches von den Pflanzen assimilirt wird. Bei Gewächsen, welche auf gleicher Fläche weit weniger schwefel- und stickstoffhaltige Substanzen produciren, wie z. B. bei Halmfrüchten, ist das Gypsen der Felder nur von geringem Erfolg, so wie auch bei solchen Feldern, die bereits Gyps oder solche Substanzen enthalten, welche auf das Ammoniak absorbirend wirken, wie

z. B. sauren Humus oder Thonmergel enthaltender Ackerboden. Die Wirkung des Gypses zeigt sich besonders, wenn vor dem Ausstreuen desselben ein milder Regen vorangegangen und nach dem Bestreuen einige stille, warme und trübe Tage folgen, so daß der Gyps einige Tage auf den Blättern liegen bleibt, wo dann z. B. die Kleeblätter schon binnen zwei Tagen eine weit dunklere Farbe und das Zeichen eines viel kräftigeren Wachsthums haben, als die auf ungegypsten Feldern. Sind die meteorischen Verhältnisse und der Boden von der Art, daß der ausgestreute Gyps weder weggeschwemmt, noch in den tiefen Unterboden gezogen wird, so zeigt sich die günstige Wirkung des Gypses mehrere Jahre hintereinander. Folgt dem Gypsen des Klees alsbald ein starker Regen, so schlemmt das Wasser den Gyps rasch weg und er zeigt natürlich einen weniger günstigen Erfolg; dasselbe findet auch statt bei trockner, warmer Witterung und ist die Temperatur sehr niedrig, so wird durch die gestörte Fäulniß der organischen Substanzen auch die Desoxydation und Verwandlung des schwefelsauren Kalkes in Schwefelcalcium (und die Zersetzung desselben in Schwefelwasserstoff und kohlensauren Kalk) unterbrochen und das Gypsen zeigt sich bei niedriger Temperatur, die Luft mag feucht oder trocken sein, fast ganz ohne Erfolg.

Statt des Gypses wird auch der Dornstein und Pfannenstein der Salinen häufig als Düngematerial angewendet; ersterer besteht größtentheils aus schwefelsaurem und kohlensaurem Kalk mit wenig Kochsalz und etwas Eisenoxyd; letzterer enthält aber neben schwefelsaurem und kohlensaurem Kalk viel Kochsalz und Glaubersalz. Diese Stoffe äußern eine besonders auffallende Wirkung auf kalkreichen Humusboden, wo das Kochsalz durch den Kalk des Bodens zersetzt wird und Chlorcalcium, welches durch die Nässe in den Untergrund gezogen wird, und kohlensaures Natron entstehen. Auch fällt bei verschiedenen chemischen Processen mehr oder minder reiner schwefelsaurer Kalk ab, welcher als Düngemittel verwendet werden kann. Ist der Boden sehr kalkreich, so wirkt auch das Begießen mit verdünnter Schwefelsäure (vergl. S. 110) ungemein günstig, indem hier neben der Bildung von schwefelsaurem Kalk (oder Ammoniak) auch Freiwerden von Kohlensäure stattfindet, die in Wasser gelöst theils von den Pflanzen aufgesogen wird, theils auf andere Steinarten zersetzend wirkt. Der Schlamm und die Mutterlauge von Vitriol- und Alaun-

ſiedereien, ſo wie das bei der Chlorbereitung abfallende ſchwefelſaure Manganoxydul laſſen ſich wohl auf kalkreichen Boden mit Vortheil anwenden, wenn den abgeſchiedenen kohlenſauren Metalloxyden Zeit gelaſſen wird, ſich ſo weit zu oxydiren, daß ſie nicht mehr auf die Vegetation nachtheilig wirken.

Kieſelſaurer Kalk

findet ſich in verſchiedenen Verhältniſſen und mit anderen Silicaten verbunden, nämlich:

CaO, SiO_3 als Kalktriſilicat;

$CaO, SiO_3 + Al_2O_3, SiO_3$ als Skolezit;

$CaO, SiO_3 + Al_2O_3, 3SiO_3 + HO$ als Aedelforſit;

$CaO, SiO_3 + Al_2O_3, 3SiO_3 + 6HO$ als Stilbit;

$CaO(NaO), SiO_3 + 3(Al_2O_3, 2SiO_3) + 5HO$ als Epiſtilbit;

$3(CaO, SiO_3) + 4(Al_2O_3, 3SiO_3) + 18HO$ als Heulandit;

$3CaO[NaO], SiO_3) + 4(Al_2O_3, 2SiO_3) + 24HO$ als Brewſterit;

$CaO(NaO), SiO_3 + Al_2O_3, SiO_3 + 2HO$ als Harringtonit;

$CaO(NaO), SiO_3 + Al_2O_3, SiO_3 + 3HO$ als Lehuntit;

$3(CaO[NaO], SiO_3 + 4(Al_2O_3, SiO_3) + 12HO$ als Chalititb;

$3(CaO, SiO_3) + 5(Al_2O_3, SiO_3) + 12HO$ als Poonahlit;

$3(CaO[KO], SiO_3) + 5(Al_2O_3, SiO_3) + 15HO$ als Antrimolith;

$3(CaO, SiO_3) + 4(Al_2O_3, SiO_3) + 12HO$ als Leonhardit;

$(3CaO + 2SiO_3)$ als Wollaſtonit und Tafelſpath;

$(3CaO + 2SiO_3) + 2(3MnO + 2SiO_3)$ als Buſtamit;

$(3CaO + 2SiO_3) + 5(Al_2O_3[Fe_2O_3] + 2SiO_3)$ als Skorilit;

$(3CaO + 2SiO_3) + 3(Al_2O_3, 2SiO_3) + 12HO$ als Laumonit;

$(3CaO + 2SiO_3 + 3(Al_2O_3, 2SiO_3) + 18HO$ als Sphäroſtilbit;

$(3CaO + 2SiO_3) + Al_2O_3, SiO_3 + 9HO$ als Glottolith;

$4(3CaO + 2SiO_3) + 3(KO[NaO], SiO_3) + 3HO$ als Pektolith;

$(3CaO[MgO, FeO] + 2SiO_3)$ als Augit;

$(3CaO[NaO] + 2SiO_3) + 2(Al_2O_3, SiO_3)$ als Skapolith;

$(3CaO[MgO] + 2SiO_3) + 3(Al_3O_3, SiO_3)$ als Barſowit;

$(3CaO[MgO, FeO] + 2SiO_3) + 2(Al_2O_3, SiO_3)$ als Amphodelith;

$(3CaO[MgO, NaO] + 2SiO_3 + 3(Al_2O_3, SiO_3)$ als Bytowit;

$(3CaO[NaO] + 2SiO_3) + 3(Al_2O_3, 2SiO_2) + 6HO$ als Ledererit;

$(3CaO[NaO,KO] + 2SiO_3) + 3(Al_2O_3, 2SiO_3) + 18HO$ als Gmelinit;
$(3CaO[KO] + 2SiO_3) + 4(Al_2O_3, 2SiO_3) + 18HO$ als Phillipſit;
$(3CaO[MgO,FeO] + SiO_3)$ als Batrachit;
$(3CaO[FeO] + SiO_3) + 2(Al_2O_3[Fe_2O_3, Mn_2O_3] + SiO_3$ als Epidot;
$(3CaO + SiO_3) + 2(Al_2O_3, SiO_3)$ als Mejonit;
$(3CaO[KO] + SiO_3) + 4(Al_2O_3, SiO_3) + 15HO$ als Zeagonit;
$(3CaO[NaO] + SiO_3) + 3(Al_2O_3, SiO_3)$ als Indianit;
$2(3CaO + SiO_3) + (SiO_3, 2[FeO_2O_3]Al_2O_3)$ als Gehlinit;
$(3CaO + SiO_3) + Al_2O_3, SiO + HO$ als Prahnit;
$(3CaO + 4SiO_3) + 6HO$ als Okenit.

Dieſe Geſteine werden ebenfalls durch die Atmoſphärilien langſam zerſetzt und geben einen kieſelſäurehaltigen Kalk- oder Thonboden. Auch werden einzelne derſelben bei der Glasfabrikation und als Zuſchlag bei Erzausſchmelzungen benutzt. Kieſelſaurer Kalk macht überhaupt einen häufigen Beſtandtheil der Glasſorten aus und bildet ſich auch bei der Verhärtung des Kalkmörtels.

Borſaurer Kalk

findet ſich mit kieſelſaurem Kalk und Waſſer verbunden als Datolith ($3[CaO, BO_3] + [3CaO + 4SiO_3] + 3HO$) in farbloſen, ſchiefen, rhombiſchen Säulen und als Botryolith ($3[CaO,BO_3] + [3CaO + 4SiO_3] + 6HO$) in nierenförmigen, zartfaſerigen Maſſen.

Phosphorſaurer Kalk

findet ſich im neutralen Zuſtande in kohlenſäurehaltigem Waſſer gelöſt als Beſtandtheil mancher Mineralwäſſer und fällt als ein weißes, kryſtalliniſches Pulver ($PO_5, 2CaO + 4HO$) nieder, wenn zu einer Löſung von Chlorcalcium gewöhnliches phosphorſaures Natron (nicht im umgekehrten Falle) getröpfelt wird. In einem baſiſchen Zuſtande findet ſich der phosphorſaure Kalk im Skelett der Wirbelthiere und in allen Flüſſigkeiten des thieriſchen Körpers gelöſt; die Knochenaſche iſt hauptſächlich eine Verbindung von Phosphorſäure und Kalk ($8CaO + 3PbO_5$) und löſt ſich leicht in Salzſäure und Salpeterſäure, auch in kohlenſaurem Waſſer; aus der ſalzſauren Auflöſung der Knochenaſche wird dieſes Kalkſalz rein durch Ammoniak niedergeſchlagen. Drittel-phosphorſaurer Kalk ($PO_5, 3CaO$) findet ſich mit Chlor- oder Fluorcalcium oder mit beiden in den Apatiten oder Spargelſteinen ($3[PO_5, 3CaO] + CaCl$

oder CaF oder Ca(Cl)F, von denen man spathigen Apatit oder Apatitspath, welcher in grünen und blauen sechsseitigen Säulen krystallisirt ist, faserigen Apatit oder Phosphorit, der in traubigen, nierenförmigen und derben Massen vorkommt, körnigen Apatit und erdigen Apatit unterscheidet. Durch Verdampfen der Lösung des drittelphosphorsauren Kalkes in Phosphorsäure, Salzsäure u. s. w. erhält man kleine, an der Luft feucht und zähe werdende Krystallschuppen (CaO,PO_5). Auch Phosphorsäure, welche aus Knochenasche mit nicht hinreichender Schwefelsäure (155 Th. Knochenasche mit mehr als 98 und weniger als 147 Th. concentrirter Schwefelsäure zersetzt) gewonnen worden ist, enthält diese Verbindung neben freier Phosphorsäure. — Die Knochenasche dient zur Bereitung von Phosphorsäure und Phosphor, als Zusatz bei der Fabrikation von Milchglas und durchscheinendem Porzellan, zur Anfertigung von Kapellen für das Abtreiben des Silbers im Kleinen, und im feingepulverten Zustande als Putzpulver für Messing und als Zahnpulver. Hauptsächlich werden aber die zerstampften Knochen, so wohl gebrannt wie ungebraunt, als Düngematerial benutzt.

Der phosphorsaure Kalk ist ein Bestandtheil des fruchbareren Ackerbodens und diesem entweder durch die in Form von Dünger zugeführten Pflanzen- und Thierüberreste einverleibt oder durch die Verwitterung verschiedener Gesteine, welche phosphorsauren Kalk enthalten, zugeführt worden. Der Apatit, welcher zwar nicht so häufig und massenweise wie der Gyps vorkommt, ist doch ziemlich verbreitet und bildet einen selten fehlenden untergeordneten Gemengtheil des Granits, Gneises, Glimmerschiefers u. s. w. Er wird durch die atmosphärische Feuchtigkeit und Kohlensäure langsam gelöst und in dieser Form von den Pflanzen aufgenommen. Namentlich sind es diejenigen Pflanzen, welche vorzugsweise als Nahrungsmittel dienen, die Halmenfrüchte, die den phosphorsauren Kalk in der größten Menge enthalten und zur Ueberführung desselben in den thierischen Körper dienen. Boden, der arm an phosphorsaurem Kalk ist oder ihn gar nicht enthält, ist deßhalb gar nicht für den Getreidebau geeignet und es muß ihm, wenn er hierzu dienen soll, Düngematerialien mit phosphorsaurem Kalk zugeführt werden. Dieses geschieht nun, wie oben erwähnt, durch die vegetabilischen und animalischen Ueberreste, namentlich in Form von Stroh und Knochen, oder da, wo aus phosphorsaurem Kalk bestehende Ge-

ſteine häufig ſind, durch dieſe, welche dann auf dieſelbe Weiſe, wie S. 110 für die Knochen angeführt iſt, vorbereitet werden können.

Arſenigſaurer Kalk ($AsO_3, 2CaO$)

iſt für die Ermittlung der arſenigen Säure von Wichtigkeit, da dieſe beim Vermiſchen mit überſchüſſigem Kalkwaſſer das Salz fallen läßt, das ſich ſehr ſchwierig in reinem, mehr in kochſalzhaltigem Waſſer, leicht in Ammoniakſalzen und verdünnten Säuren löſt, was bei gerichtlich-chemiſchen Unterſuchungen ſehr zu berückſichtigen iſt.

Arſenſaurer Kalk

findet ſich natürlich als Haidingerit ($AsO_5, 2CaO + 3HO$) und als Pharmakolith ($AsO_5, 2CaO + 6HO$) und mit phosphorſaurer Magneſia als Pikropharmakolith ($AsO_5, 5CaO + AsO_5, 5MgO + 10HO$) und mit Manganoxydul als Berzeliit ($15CaO + 14MgO + MnO + 10AsO_5$).

Wird der Kalk in einem Strom von Chlorgas oder Salzſäuregas erhitzt, ſo verwandelt er ſich unter Freiwerden von Sauerſtoffgas oder Bildung von Waſſer in

Chlorcalcium.

Dieſes enthält auf 20,0 Th. Calcium 35,4 Th. Chlor, iſt alſo eine Verbindung von gleichen Miſchungsgewichten beider Körper und wird durch CaCl bezeichnet. Es findet ſich im Steinſalz, Sool- und Meerwaſſer und in einigen Brunnenwäſſern und wird häufig als Nebenproduct bei chemiſchen Proceſſen gewonnen, aber auch abſichtlich durch Löſen von Marmor in Salzſäure oder durch Zerſetzung der Mutterlauge von Salinen mit kohlenſaurem Kalk dargeſtellt.

Das Chlorcalcium kryſtalliſirt aus ſeiner bis zur Syrupdicke verdunſteten wäßrigen Löſung beim Erkalten mit 49% Waſſer in farbloſen, langen, geſtreiften, vier- und ſechsſeitigen Säulen ($CaCl, 6HO$), welche beim Erhitzen ſchmelzen und nach Entfernung des Waſſers eine glasartige, farbloſe, durchſcheinende Maſſe hinterlaſſen, welche nach der Inſolation einige Zeit im Dunkeln leuchtet (Homberg'ſcher Phosphor). Das waſſerfreie Chlorcalcium

löſt ſich in Waſſer unter Wärmeentwicklung, das kryſtalliſirte oder bis zur Trockne eingedampfte unter Temperaturerniedrigung; auch löſt es ſich in Weingeiſt und ertheilt der Flamme deſſelben eine gelbrothe Färbung. Wird die wäßrige Löſung mit Kalkhydrat gekocht, ſo ſcheiden ſich bei der Abkühlung dünne ſilberglänzende Schuppen ($CaCl + 3CaO + 16HO$) ab, die durch Waſſer und Weingeiſt in Chlorcalcium und Kalkhydrat zerlegt werden; auch bildet ſich ein Calciumoxychlorid, wenn das waſſerfreie Chlorcalcium an der Luft anhaltend und unter öfterem Befeuchten mit Waſſer geglüht wird.

Man bedient ſich des Chlorcalciums als einer ſtark waſſeranziehenden Subſtanz zur Entwäſſerung von Gasarten, zur Beſtimmung des Waſſergehaltes derſelben und zur Entwäſſerung verſchiedener Flüſſigkeiten, wie des Weingeiſtes u. ſ. w., ferner zur Darſtellung des Chlorbaryums, bei der Bereitung der Weinſteinſäure und des Salmiaks, bei der Reinigung des Borazes, in der Steindruckerei zur Feuchterhaltung der lithographiſchen Steine, und des kryſtalliſirten oder eingedampften zu Froſtmiſchungen (3 Th. kryſtalliſirtes Chlorcalcium und 2 Th. Schnee von 0° laſſen das Queckſilber im Thermometer auf — 45° C. fallen). Auch wird es als Düngmaterial für Felder benutzt, indem man die Mutterlauge der Salinen mit Kalkhydrat bis zur alkaliſchen Reaction vermiſcht und dann eindampft, wodurch man ein Gemenge von Gyps, Magneſia, Kochſalz, Chlorcalcium, Chlorkalium und freien Kalk erhält.

Wird eine concentrirte Kalkſalzlöſung mit Fluorwaſſerſtoffſäure vermiſcht, ſo ſcheidet ſich

Fluorcalcium

ab, welches auf 20,0 Th. Calcium 18,88 Th. Fluor enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten Metall und Fluor beſteht und durch CaF bezeichnet wird. Es findet ſich als Flußſpath und in geringer Menge in einigen andern Mineralien, wie im Apatit, Yttrocerit und auch im Pflanzen- und Thierreich, ſo namentlich in dem Schmelz der Zähne und in den Knochen.

Der Flußſpath findet ſich in durchſichtigen oder auch nur durchſcheinenden, farbloſen, gelblichgrünen, veilchenblauen und grauen Octaëdern und Würfeln,

auch in derben Massen und erdig, leuchtet meist beim Erhitzen im Dunkeln (besonders stark und mit schön smaragdgrünem Schein der sibirische Flußspath, welcher Chlorophan heißt und auch nach der Insolation phosphorescirt), verknistert bei stärkerer Hitze und schmilzt erst bei starkem Glühen zu einem undurchsichtigen Glas; er wird leicht durch Schwefelsäure, nicht durch Alkalien zersetzt.

Man benutzt den Flußspath zur Darstellung der Fluorwasserstoffsäure, als Zusatz beim Schmelzen von Kupfer- und Eisenerzen, mit Gyps und Schwerspath verschmolzen zum Email auf eiserne Kochgeräthe und verarbeitet die größeren reinen Massen zu Vasen und dergl.

Schwefelcalcium (CaS)

wird auf dieselbe Weise aus dem Gyps dargestellt, wie das Schwefelbarvum aus Schwerspath, ist röthlichweiß, leuchtet nach der Insolation im Finstern, schmeckt nach faulen Eiern und alkalisch und löst sich in 500 Theilen Wasser, krystallisirt aber beim Erkalten großen Theils wieder aus. Es wird zur Darstellung der Hahnemann'schen Weinprobe und theils für sich, theils mit Schwefelantimon verbunden als Heilmittel benutzt. — Wird Kalk mit Schwefel gekocht, so bildet sich eine Lösung von Fünffach-Schwefelcalcium (CaS_5), welche zur Darstellung der Schwefelmilch dient und früher auch statt der Pottasche bei der Leinwandbleicherei vorgeschlagen worden ist.

Phosphorcalcium (Ca_2P?)

entsteht neben phosphorsaurem Kalk beim Zusammenbringen von Phosphor mit gelinde glühendem Kalk, ist schwarz oder rothbraun, verliert in verschlossenen Gefäßen stark erhitzt allen Phosphor, verbrennt beim Erhitzen an der Luft zu phosphorsaurem Kalk und entläßt in Berührung mit Wasser leicht entzündliches, beim Uebergießen mit Salzsäure schwer entzündliches Phosphorwasserstoffgas. Wird Kalk bei 150° mit Phosphor in einem verschlossenen Gefäße erhitzt, so bildet sich ein gelbes Pulver, welches sich an der Luft von selbst entzündet und wahrscheinlich nur ein Gemenge von Kalk und Phosphor ist.

Digitized by Google

Die Verbindungen des Calciums mit den übrigen nicht metalliſchen Stoffen und mit den Metallen ſind ohne weiteres Intereſſe.

---

20. Natrium.

Natrium. Na = 22,973 oder 287,17.

Dieſes Metall findet ſich ſehr häufig, aber nie frei, ſondern entweder mit Chlor verbunden als Steinſalz und in den Soolen vieler Mineral- und Quellwäſſer und im Meerwaſſer gelöſt oder oxydirt und mit Säuren verbunden, wie mit Kohlenſäure, Schwefelſäure und Borſäure theils in Quell- und Seewaſſer gelöſt, theils feſt, ferner mit Salpeterſäure, Phosphorſäure und mit Kieſelſäure (kieſelſaures Natron iſt ein Beſtandtheil ſehr vieler Geſteine). Im Pflanzenreich findet es ſich als Chlor- und Jodnatrium beſonders in den Seeſtrandgewächſen, ferner als ſchwefelſaures und pflanzenſaures Salz, in dem Thierreich als Chlornatrium und als ſchwefelſaures, kohlenſaures, phosphorſaures und organiſch-ſaures Salz. Es wird durch Zerſetzung der Oxyddämpfe mit glühendem Eiſen oder aus dem kohlenſauren Salz durch Glühen mit Kohle gewonnen.[98])

Das Natrium, welches wegen ſeines Vorkommens in der Soda auch Sodium genannt wird, iſt ſilberweiß, ſtarkglänzend, von 0,972 ſpecif. Gewicht und bei — 20° ziemlich hart, bei 0° noch dehnbar und bei gewöhnlicher Temperatur von Wachsconſiſtenz, wird bei 50° weich, ſchmilzt bei 90° und verdampft bei der Rothglühhitze in farbloſen Dämpfen; es iſt ein ſehr guter Leiter für Wärme und Electricität.

Es hat nur Anwendung zur Darſtellung der Erdalkali- und der Erdmetalle, ſo wie einiger ſchweren Metalle bei wiſſenſchaftlich-chemiſchen Arbeiten.

Das Natrium überzieht ſich in einem verſchloſſenen Gefäß mit wenig Luft in Berührung mit einer grauen Haut (Natriumſuboxyd = Na_2O) (weßhalb es wie das Kalium in einem ſauerſtofffreien Raum, am beſten unter recti-

ſteirtem Steinöl aufbewahrt werden muß) und verbrennt beim Erhitzen an der Luft mit gelber leuchtender Flamme und unter Funkenſprühen zu

Natriumoxyd.

Dieſes enthält auf 22,97 Th. Metall 8 Th. Sauerſtoff, iſt alſo eine Verbindung aus gleichen Miſchungsgewichten beider Elemente und wird durch NaO (= 30,97) bezeichnet.

Das Natriumoxyd, welches wegen ſeines Vorkommens in dem Natronſalz gewöhnlich nur Natron*) genannt wird, iſt eine graue, erſt bei ſtarker Rothglühhitze ſchmelzende und nur ſchwierig flüchtige Subſtanz, welche geruchlos iſt, in Verbindung mit Waſſer auf thieriſche Stoffe ſehr zerſtörend und auf die Pflanzenfarben verändernd wirkt, indem es das geröthete Lackmus blau, den Fernambukauszug roth, den Veilchen- oder Rothkohlauszug grün und Curcumäauszug braunroth färbt. Es verbindet ſich mit Waſſer und Säuren und iſt nur in dieſen Verbindungen von allgemeinem Intereſſe.

Das Natronhydrat (NaO,HO) bildet ſich beim Vermiſchen des Natrons mit wenig Waſſer unter bis zum glühenden Schmelzen des entſtandenen Hydrates geſteigerter Wärmeentwicklung und bei dem Befeuchten des Natriums mit Waſſer unter Entflammung (Natrium in Waſſer geworfen oxydirt ſich ohne Entzündung) und wird aus dem kohlenſauren Natron durch Aetzkalk geſchieden.[99])

Das Natronhydrat ſtellt eine weiße, undurchſichtige, ſpröde Maſſe von faſerigem Bruch und 2,0 ſpecif. Gewicht dar, ſchmilzt vor dem Rothglühen und verflüchtigt ſich bei der Rothglühhitze, ſchmeckt ſehr ſcharf, ätzend und alkaliſch, verhält ſich überhaupt gegen die thieriſchen Stoffe und Pflanzenfarben wie das Natron, zieht an der Luft Kohlenſäure an und zerfällt endlich zu kohlenſaurem Natron, löſt ſich in Waſſer unter Wärmeentwicklung, auch in ſtarkem Weingeiſt, und kryſtalliſirt aus der concentrirten wäßrigen Löſung bei ſtarker Kälte in durchſichtigen, farbloſen, leicht ſchmelzbaren, vierſeitigen Tafeln. Die wäßrige Löſung bildet mit den Fetten, Oelen, Wachs und Harz Seifen und

*) Der Name Natron, früher Nitron, ſtammt aus dem Griechiſchen von nipto, was Waſchen heißt, weil man ſich ſeiner ſchon früher zur Bereitung der Seife bediente.

löſt Schwefel, Kieſelerde, Alaunerde und einige Metalloxyde und Schwefelmetalle auf.

Das Natronhydrat wird in ſeiner wäßrigen Löſung hauptſächlich in der Seifenſiederei, zum Waſchen und zum Bleichen, ſonſt aber noch zur Fällung verſchiedener Metalloxyde benutzt.

Die Natronſalze ſind bei farbloſer Säure farblos, meiſt kryſtalliſirbar und zeichnen ſich beſonders dadurch aus, daß ſie gewöhnlich eine große Menge Kryſtallwaſſer aufnehmen und dieſes in der Wärme unter Zerfallen der Kryſtalle wieder entlaſſen, und daß ſie mit Ausnahme eines einzigen in Waſſer leicht löslich ſind, weßhalb ſie in ihren Löſungen durch das negative Verhalten gegen die gewöhnlichen Reagentien erkannt werden; nur die concentrirte Löſung des antimonſauren Kalis verurſacht in den Löſungen der Natronſalze einen flockigen Niederſchlag, welcher ſehr bald in quadratiſche Prismen übergeht, und Kieſelfluorwaſſerſtoffſäure giebt in ſehr concentrirten Natronſalzlöſungen einen gallertartigen, unter dem Mikroſkop ſich aus ſechsſeitigen Prismen beſtehend zeigenden Niederſchlag. Die Natronſalze ſind meiſt feuerbeſtändig, färben die Löthrohrflamme gelb und wirken nicht auf das durch Nickeloxyd gelb gefärbte Borazglas.[100])

Salpeterſaures Natron (NaO, NO_5),

wegen ſeiner Baſis und würfeligen Kryſtallform auch Natronſalpeter oder Würfelſalpeter genannt, findet ſich in Spanien und Indien, in ſehr mächtigen und ausgedehnten Lagern aber in Chili und Peru (deßhalb auch Chiliſalpeter oder Südſeeſalpeter benannt), kryſtalliſirt in waſſerfreien ſtumpfen Rhomboëdern von ſtark lichtbrechender Kraft, wird an der Luft feucht, löſt ſich in 3 Th. kaltem und weniger als 1 Th. heißem Waſſer, und verpufft mit brennbaren Subſtanzen beim Erhitzen langſam und unter Entwicklung einer pomeranzengelben Flamme. Wird zur Darſtellung von Salpeterſäure und ſchwefelſaurem Natron, von Kaliſalpeter und kohlenſaurem Natron, zum Einpöckeln und in der Feuerwerkerei benutzt, kann aber nicht ſtatt des Kaliſalpeters bei der Schießpulverfabrikation benutzt werden, da ein aus ihm bereitetes Schießpulver feucht wird und langſam abbrennt.

Kohlenſaures Natron, neutrales (NaO, CO_2),

wegen ſeines Vorkommens in der Soda auch Sodaſalz benannt, findet ſich

als Ausblühung an der Oberfläche der Erde in Ungarn, Böhmen und Italien, ferner in einigen Seen Afrikas und Aſiens, und in einigen Mineralwäſſern gelöſt, wittert auch nicht ſelten aus feuchten Mauern (fälſchlich Mauerſalpeter genannt) durch Zerſetzung von Kochſalz aus dem Kalk des Mörtels. Es kryſtalliſirt mit 62¾ Proc. Waſſer ($NaO, CO_2 + 10\,HO$) in farbloſen, durchſichtigen, alkaliſch reagirenden und laugenhaft ſchmeckenden, ſchiefen rhombiſchen Säulen, zerfällt an der Luft, ſchmilzt bei 160° in ſeinem Kryſtallwaſſer und löſt ſich in 2 Th. kaltem und 1 Th. heißem Waſſer. Wird das im Kryſtallwaſſer geſchmolzene Salz von dem ungeſchmolzenen abgegoſſen, eingedampft und der Kryſtalliſation überlaſſen, ſo bilden ſich rechtwinklige, vierſeitige, nicht verwitternde Säulen mit 57,4 Proc. Kryſtallwaſſer ($NaO, CO_2 + 7{,}5\,HO$) und wird eine ſehr concentrirte Löſung bei 30° der Kryſtalliſation überlaſſen, ſo entſtehen vierſeitige Tafeln mit 45¾ Proc. Kryſtallwaſſer ($NaO, CO_2 + 5\,HO$). Das kohlenſaure Natron wird im rohen Zuſtande zur Glasfabrikation, das reinere zum Seifenſieden und Bleichen, und das reine in der Medicin, zur Darſtellung chemiſcher Präparate und in der Färberei und Kattundruckerei, auch zum Seifenſieden und Bleichen benutzt. Ueber die Wirkung des kohlenſauren Natrons auf die Vegetation vergl. bei kohlenſaurem Kali.[101])

Anderthalb-kohlenſaures Natron ($2\,NaO + 3\,CO_2$)

findet ſich an mehreren Orten Ungarns, Aegyptens und Amerikas als ſogenanntes Trona mit Glauberſalz vermiſcht, läßt ſich auch künſtlich erzeugen und kryſtalliſirt in waſſerhaltigen ($2\,NaO + 3\,CO_2 + 4\,HO$) ebenfalls noch alkaliſch reagirenden und laugenhaft ſchmeckenden, vierſeitigen Pyramiden, welche luftbeſtändig ſind und beim Erhitzen das Waſſer und ſpäter ⅓ Kohlenſäure entlaſſen und in waſſerfreies neutrales kohlenſaures Natron verwandelt werden. Dient da, wo es natürlich vorkommt, zu denſelben Zwecken, wie das Sodaſalz.

Doppel-kohlenſaures Natron ($Na,O\,2\,CO_2$)

kryſtalliſirt mit 1 Miſchungsgew. Waſſer in farbloſen, geſchoben vierſeitigen Tafeln, löſt ſich in 13 Th. kaltem Waſſer und entläßt beim Kochen der Löſung ¼, beim Glühen des trocknen Salzes die Hälfte Kohlenſäure. Es wird zur Darſtellung künſtlicher Mineralwäſſer, beſonders der ſogenannten Säuerlinge und zur Bereitung ſchäumender Getränke, wie ſchäumender Limonade, ſchäumender

Weine u. ſ. w., auch zur Darſtellung von chemiſch-reinem neutralem Salz und häufig in der Medicin benutzt.

Unterchlorigſaures Natron (NaO, ClO)

iſt nur in der wäßrigen Löſung bekannt, welche zugleich doppelt-kohlenſaures Natron enthält, blaßgelblich iſt, ſchwach und nicht unangenehm nach unterchloriger Säure riecht, eigenthümlich ſalzig ſchmeckt und Pflanzenfarben bleicht. Dieſe Auflöſung wurde früher zum Bleichen der Kattune oder Leinwand als ſogenannte Javelli'ſche Lauge benutzt, iſt aber jetzt durch den billigeren unterchlorigſauren Kalk verdrängt worden und wird nur noch im Kleinen zum Vertilgen von Obſt- oder Roſtflecken in Leinwand benutzt.

Doppelt-ſchwefligſaures Natron ($NaO, 2\,SO_2$)

iſt kryſtalliſirbar, wird durch den atmoſphäriſchen Sauerſtoff nach und nach in ſaures ſchwefelſaures Natron verwandelt und dient zum Bleichen von Strohgeflechten und ähnlichen Gegenſtänden.

Schwefelſaures Natron (NaO, SO_3),

nach ſeinem Entdecker gewöhnlich Glauberſalz benannt, findet ſich mit einer Spur von kohlenſaurem Natron als Thenardit, mit mehr kohlenſaurem Natron, Chlornatrium und Chlorcalcium als natürliches Glauberſalz, mit ſchwefelſaurem Kalk als Glauberit und mit veränderlichen Mengen von ſchwefelſaurer Magneſia als Reuſſit und Blödit, wittert an verſchiedenen Orten aus dem Erdboden, alten Mauern und Grubengebäuden (durch Zerſetzung des Chlornatriums mit ſchwefelſaurem Kalk oder Eiſenoxydul entſtanden) und findet ſich in vielen Mineralwäſſern, Soolen und manchen Seen, ſo wie auch als Beſtandtheil des Pfannenſteins und in manchen Pflanzen, namentlich in den ſogenannten Salzpflanzen. Das Glauberſalz kryſtalliſirt aus ſeiner wäßrigen Löſung über 33° in waſſerfreien, durchſcheinenden Rhombenoctaëdern, bei gewöhnlicher Temperatur aber mit $55\frac{3}{4}$ Proc. Waſſer in großen, farbloſen, durchſichtigen, vier- und ſechsſeitigen Säulen ($NaO, SO_3 + 10\,HO$), welche an der Luft ſehr leicht alles Waſſer entlaſſen und zu einem weißen Pulver zerfallen, und bei gelinder Erhitzung in ihrem Kryſtallwaſſer ſchmelzen, bei noch niedriger Temperatur aber mit 44 Proc. Waſſer in durchſichtigen vierſeitigen Säulen ($NaO, SO_3 + 8\,HO$). Das zehnfach gewäſſerte Salz löſt ſich bei 33° in der größten Menge im Waſſer; mit dem Fallen oder Steigen über dieſe Temperatur ver-

mindert ſich ſeine Löslichkeit immer mehr und mehr. Das Glauberſalz wird theils medicinisch, theils techniſch, und zwar zur Darſtellung des kohlenſauren Natrons, des eſſigſauren Natrons u. ſ. w., und bei der Glasfabrikation benutzt. Da es häufig als Nebenproduct, und zwar bei der Bereitung der Salzſäure mit einem Ueberſchuß von Schwefelſäure verbunden erhalten wird, ſo kann ein derartiges Salz ſtatt des Gypſes oder der Schwefelſäure zur Düngung kalkreicher Bodenarten benutzt werden. Auch wird das Glauberſalz mit gutem Erfolg ſtatt des Kochſalzes zu dem Viehfutter geſetzt. Das ſchwefelſaure Natron bildet mit der ſchwefelſauren Alaunerde ein Doppelſalz, welches Natronalaun ($NaO, SO_3 + Al_2O_3, 3\,SO_3 + 24\,HO$) genannt wird und in octaëdriſchen Kryſtallen anſchießt, die ſich ungemein leicht in Waſſer löſen und an der Luft zu einem weißen Pulver zerfallen. Wird wie der Kalialaun (ſ. unter Kaliſalzen) benutzt und findet ſich auch, aber nur ſelten, natürlich vor.

Doppelt-ſchwefelſaures Natron ($NaO, 2SO_3$)

kryſtalliſirt mit 4 Miſchungsgewichten Waſſer in luftbeſtändigen, vier- und ſechsſeitigen Säulen, verliert beim Erhitzen das Waſſer und bei ſtarker Rothglühhitze auch die Hälfte Schwefelſäure und wird zur Gewinnung von waſſerfreier Schwefelſäure benutzt.

Borſaures Natron ($NaO, 2BO_3$)

bekannter unter dem Namen Borax, findet ſich als Tinkal mit einer ſeifenartigen Maſſe vereinigt an den Ufern mehrerer Salzſeen Aſiens und auch foſſil in Südamerika. Der Borax kryſtalliſirt mit 47 Proc. Waſſer ($NaO, 2BO_3 + 10HO$) in farbloſen, durchſichtigen, ſechsſeitigen Säulen mit dreiflächiger Zuſpitzung, verwittert an der Luft oberflächlich und wird durchſcheinend, ſchmeckt ſüßlich und laugenhaft, reagirt ſchwach alkaliſch, ſchmilzt beim Erhitzen im Kryſtallwaſſer und bläht ſich unter Verluſt deſſelben ſtark auf (gebrannter Borax), ſchmilzt bei der Rothglühhitze zu einem farbloſen, durchſichtigem Glaſe (Boraxglas) und löſt ſich ziemlich in kaltem, reichlich in heißem Waſſer; aus der über 33° erwärmten Löſung kryſtalliſirt er mit 5 Miſchungsgewichten Waſſer in regelmäßigen Octaëdern. Der Borax löſt in der Schmelzhitze verſchiedene Metalloxyde und befördert den Fluß der Kieſelſäure und Alaunerde; er wird deßhalb theils techniſch zum Löthen von Gold- und Silberarbeitern, ſo wie auch als Fluß bei der Unterſuchung von Erzen, zur Darſtellung feiner Glasſorten,

des Straß, leichtflüssiger Gläser und zu Glasuren, theils bei chemischen Untersuchungen mit dem Löthrohr benutzt; auch verwendet man ihn in der Medicin und zur Darstellung von Borsäure, so wie er auch zum Ueberziehen leicht verbrennlicher Gegenstände dient, die gegen die flammende Verbrennung geschützt werden sollen.

Kieselsaures Natron

findet sich theils in verschiedenen Gesteinen, theils in der Asche verschiedener Pflanzen und ist für die Vegetation gewisser Pflanzen von demselben Einfluß wie das kieselsaure Kali; auch ist es ein Bestandtheil verschiedener Glassorten (vergl. über Beides unter den Kalisalzen).

Phosphorsaures Natron ($2NaO + HO + PO_5 + 26HO$)

krystallisirt in schiefen rhombischen Prismen mit vierflächiger Zuspitzung, verwittert schnell, reagirt alkalisch und verliert bei 100° nur das Krystallwasser, das basische Wasser aber erst in der Glühhitze, dabei in $2NaO + PO_5$ übergehend, welches nach dem Lösen in Wasser mit 10 Mischungsgewichten Wasser in rhombischen Säulen krystallisirt, die nicht verwittern und auch nicht alkalisch reagiren. Wird das erste Salz mit Phosphorsäure der Krystallisation überlassen, so bildet sich $NaO + 2HO + PO_5$, welches mit 2 Mischungsgewichten Krystallwasser in rechtwinkeligen Octaëdern oder geraden rhombischen Säulen krystallisirt und bei 100° das Krystallwasser, bei 200° aber die Hälfte basisches Wasser verliert und in $NaO + OH + PO_5$ übergeht, das nicht krystallisirbar ist und in starker Rothglühhitze alles basisches Wasser entläßt, dabei $NaO + PO_5$ bildend, das entweder unlöslich und pulverförmig oder ein mit 1 Mischungsgewicht Wasser verbundenes, gummiartiges, leichtlösliches Pulver ist. Das phosphorsaure Natron findet sich verbunden mit phosphorsaurem Ammoniak im Harn des Menschen und einiger Thiere und wird durch die flüssigen und festen thierischen Dünger wieder dem Ackerboden zugeführt, um von Neuen von den Pflanzen assimilirt zu werden, für die es in vielen Fällen ein wesentliches Erforderniß für eine fruchtbare Vegetation ist. Der Landwirth muß deßhalb bei der Anlage der Düngerstätte Sorge tragen, daß die flüssigen Abfälle nicht abfließen oder durch Regengüsse verschwemmen können und sie in geeigneter Zeit auf die Felder bringen.

Antimonſaures Natron (NaO, SbO_5)

iſt das einzige in Waſſer ſchwierig lösliche Natronſalz und aus ſeinem Entſtehen kann einzig und allein poſitiv die Gegenwart des Natrons nachgewieſen werden, wenn andere baſenfällende Reagentien kein Reſultat geliefert haben.

Anhang.

Das Natron verbindet ſich auf naſſem und trocknem Wege mit Alaunerde; die auf trocknem Wege erzeugte Verbindung iſt ſchmelzartig und vollſtändig in kaltem Waſſer löslich. Die Löſung des Alaunerdehydrates in Natronlauge hat dieſelben Eigenſchaften wie das Alaunerde-Kali und kann wie dieſes benutzt werden (ſ. Kaliſalze).

Eine eigenthümliche nach ihrer rationellen Zuſammenſetzung noch unbekannte Verbindung von Natron, Alaunerde, Kieſelſäure, Schwefel und kohlenſaurem Kalk iſt der Laſurſtein, welcher ſich an einigen Orten Aſiens und in Chili nur ſelten kryſtalliſirt, ſondern meiſt in derben, laſur- bis ſchwarzblauen Stücken vorfindet, wegen ſeiner ungemeinen Politurfähigkeit zu ſehr geſchätzten Schmuckſteinen verarbeitet wird und nach einem ſehr vorſichtigen Schlemmproceß des Ultramarin giebt, welches eine ſehr geſchätzte Malerfarbe iſt und jetzt auch künſtlich dargeſtellt wird.[102])

Das Natrium verbindet ſich ſo wohl unmittelbar als mittelbar mit Chlor. Wird das Metall bei gewöhnlicher Temperatur mit Chlorgas in Berührung gebracht, ſo verbrennt es mit lebhaftem rothem Funkenſprühen zu

Chlornatrium.

Dieſes enthält auf 22,97 Natrium 35,45 Th. Chlor, iſt alſo eine Verbindung gleicher Miſchungsgewichte beider Stoffe und wird durch NaCl bezeichnet. Es wird gewöhnlich wegen ſeiner Verwendung bei Speiſen und in Küchen Kochſalz oder Küchenſalz, auch kurzweg Salz genannt, und findet ſich theils feſt in großen Maſſen als Steinſalz mit Chlorkalium, Chlorcalcium, Chlormagnium, Jodnatrium, Brommagnium, ſchwefelſaurem Kalk und Magneſia, und nicht ſelten mit etwas bituminöſen Mergel und in kryſtalliniſch-körniger Form in den Salzſteppen Aſiens und Afrikas, theils in Waſſer gelöſt

in den Salzquellen und vielen Mineralwäſſern, im Meerwaſſer und im Waſſer verſchiedener Binnenſeen. Es wird theils bergmänniſch, theils durch Verſieden oder durch Gradiren und Verſieden der Salzquellen, theils aus dem Meerwaſſer durch Verdunſten an der Luft gewonnen.[103])

Das Steinſalz kommt entweder in Würfeln kryſtalliſirt oder in blättrigen, faſerigen, derben und körnigen, farbloſen, grauen, rothen, bläulichen, gelben, grünen oder grauweißen, durchſcheinenden bis durchſichtigen, glas- oder wachsglänzenden Maſſen vor. Das durch Verſieden gewonnene Kochſalz ſtellt meiſt weiße oder grauweiße, hohle, trichterartige; treppenförmig abgeſetzte, vierſeitige Pyramiden dar; das Seeſalz zeigt dieſelbe Form, iſt aber meiſt dunkler gefärbt. Im reinen Zuſtande iſt das Chlornatrium ohne Geruch und von rein ſalzigem Geſchmack, und wird an der Luft weder feucht noch verwittert es, während das gewöhnliche Kochſalz, das Meerſalz und mehrere Arten von Steinſalz durch einen geringen Rückhalt von Chlormagnium und Chlorcalcium an der Luft ein wenig feucht werden und oft auch einen bitterlichen Geſchmack beſitzen. Das Chlornatrium verkniſtert beim Erhitzen durch eingeſchloſſenes Waſſer oder, wie beim Steinſalz, durch eingeſchloſſene Gasarten, ſchmilzt bei ſtarker Hitze und verflüchtigt ſich in hoher Temperatur. Es löſt ſich in gleich viel kaltem und heißem Waſſer, auch in waſſerhaltigem, nicht in waſſerfreiem Weingeiſt, und kryſtalliſirt aus einer geſättigten wäßrigen Löſung bei — 10° mit 4 Miſchungsgewichten Waſſer in ſechsſeitigen Tafeln.

Das Chlornatrium wird in der Haushaltung und bei der Stallwirthſchaft allgemein als Gewürz für Speiſen und Getränke und für das Viehfutter verwendet und begünſtigt ungemein die Verdauungsthätigkeit der Menſchen und der Thiere und die Aſſimilation der genoſſenen Speiſen; bei Rindvieh zeigt ſich der Genuß des Kochſalzes beſonders von günſtigem Erfolge auf die Mäſtung und ſcheint ein Naturbedürfniß zu ſein, da die Heerden auf ſandigen Steppen, wo das Vieh beſonders im Sommer ſehr begierig das ausgewitterte Kochſalz aufleckt, ungemein gedeihen; da das Kochſalz in manchen Ländern hoch beſteuert iſt, ſo kann mit gleich gutem Erfolg auch ſtatt deſſelben Glauberſalz dem Vieh gereicht werden. Als ein ſehr kräftiges Schutzmittel gegen Fäulniß oder Verweſung wird es zum Einſalzen und Aufbewahren von Fleiſch, Fiſchen, Gemüſe und anderen eßbaren Subſtanzen, welche durchs Trocknen einen großen

Theil der dem Geruch und Geſchmack behagenden Eigenſchaften und an leichter Verdaulichkeit verlieren würden, ſo wie auch zur Schützung des Holzes gegen die Trockenfäule benutzt. Außerdem hat das Chlornatrium eine ſehr verbreitete Anwendung in chemiſchen Fabriken und verſchiedenen Gewerben, wie z. B. zur Gewinnung des Chlors, zur Darſtellung der Salzſäure und des Glauberſalzes, des Salmiaks, der Soda u. ſ. w., bei der Amalgamation ſilberhaltiger Erze; in der Lohgerberei beim Schwitzen der Häute, in der Weißgerberei, in der Seifenſiederei zum Ausſalzen des ſogenannten Seifenleims und zur Umwandlung deſſelben in Natronſeife, zum Glaſuren der Töpferwaaren, wobei es in die volle Gluth des Ofens geworfen wird und ſich hierbei verflüchtigt, die Dämpfe aber von der kieſelſäurehaltigen Geſchirrmaſſe unter Bildung von Fluorkieſel und kieſelſaurem Alkali, welches auf der Oberfläche der Geſchirre einen glasartigen Ueberzug bildet, zerſetzt werden.

Die Wirkung des Kochſalzes auf die Vegetation iſt noch wenig bekannt, jedoch iſt es eine Thatſache, daß es in einem gewiſſen Grade für die Vegetation von Vortheil iſt und beſonders den Graswuchs befördert, wenn es nicht in zu großer Menge auf den Boden gebracht wird. Man wendet zu dieſem Zweck den Aſchenabfall der Salinen, welcher durch Verſpritzen der Lauge und dergleichen immer etwas kochſalzhaltig wird, oder den ſogenannten Dornſtein, die beim Gradiren der ſchwachen Salzſoolen auf den Dornen der Gradirwerke ſich abſetzende, zum großen Theil aus kohlenſaurem und ſchwefelſaurem Kalk mit etwas Kochſalz beſtehende Steinmaſſe, oder den ſogenannten Pfannenſtein der Siedekeſſel, welcher ſich beim Einſieden der Soole am Boden der Keſſel abſetzt und aus kohlenſaurem Kalk, ſchwefelſaurem Kalk Natron und Kochſalz beſteht, im gepulverten Zuſtande als ſogenanntes Düngeſalz an. Dieſes wirkt auf dem Boden dem Gyps ähnlich und zeigt ſich beſonders auf humusreichem Kalkboden von gutem Erfolge, welcher jedenfalls dadurch bedingt iſt, daß durch den feuchten kohlenſauren Kalk eine Zerſetzung des Chlornatriums in Chlorcalcium, welches ſich in den Untergrund zieht, und kohlenſaures Natron ſtatt findet, dieſes aber vermöge ſeiner großen Alkalität die Verweſung des Humus und die Bildung von Kohlenſäure befördert. Ein Gehalt von 1 bis 1,5 Proc. Kochſalz im Ackerboden wirkt aber ſchon auf die meiſten Pflanzen ſchädlich und man vertilgt mitunter Graswuchs auf Sand- oder gepflaſterten Wegen durch Begießen mit

Salzlöſung, welche jedoch ihre Wirkung nur ſo lange äußert, als ſie nicht durch Regengüſſe weggeſpült worden iſt.

Das Chlornatrium verbindet ſich mit den Chloriden der electronegativen Metalle zu Doppelſalzen, welche unmittelbar aus ihren näheren Beſtandtheilen zuſammengeſetzt werden können. Unter dieſen Doppelſalzen ſind zu erwähnen das Chlorgoldnatrium ($NaCl, AuCl_3$), welches mit 4 Miſchungsgewichten Waſſer in pomeranzengelben oder morgenrothen Säulen und Tafeln kryſtalliſirt, luftbeſtändig iſt, ſich leicht in Waſſer löſt und als Heilmittel benutzt wird, und das Chlorplatinnatrium ($NaCl, PtCl_2$), welches mit 6 Miſchungsgewichten Waſſer in morgenrothen Säulen und Tafeln kryſtalliſirt, leicht in Waſſer und Weingeiſt löslich iſt und als Reagens und Beſtimmungsmittel für Kali- und Ammoniakſalze dient.

Bromnatrium (NaBr) und Jodnatrium (NaI) finden ſich in der Mutterlauge mancher Soolen und dieſe werden, beſonders wenn ſie viel Bromnatrium enthalten, auf Brom benutzt. Das Bromnatrium wird nur medicinisch, das Jodnatrium auch ſtatt des Jodkaliums als Reagens und zur Darſtellung anderer Jodmetalle benutzt.

Das Natrium verbindet ſich in mehreren Verhältniſſen mit Schwefel; die Verbindungen entſprechen den Kaliumverbindungen in ihrer Zuſammenſetzung und ihren Eigenſchaften, weßhalb auf dieſe verwieſen wird. Nur das Einfach-Schwefelnatrium (NaS) iſt zu erwähnen, da auf ſeiner Bildung und Zerſetzung die Darſtellung der künſtlichen Soda beruht; es erzeugt ſich, wenn ſchwefelſaures Natron mit Kohle geglüht wird und iſt zugleich kohlenſaurer Kalk vorhanden, ſo geht es in kohlenſaures Natron und Schwefelcalcium über; durch den Einfluß des atmoſphäriſchen Sauerſtoffes bildet ſich bei dieſen Proceſſen gewöhnlich auch etwas unterſchwefligſaures Natron, welches in die Soda mit übergeht. (Ueber die Verbindung des Schwefelnatriums mit Antimonſulphür ſ. S. 133).

Die Verbindungen des Natriums mit den übrigen nicht metalliſchen Stoffen und die Legirungen mit den Metallen ſind nur von wiſſenſchaftlichem In-

tereſſe. Natriumamalgam, welches ſich leicht durch Erwärmen von Natrium mit Queckſilber darſtellen läßt, iſt inſofern zu erwähnen, daß man mit Hülfe desſelben die Amalgame der übrigen Metalle aus deren Salzen oder Chloriden durch gegenſeitige Wahlverwandtſchaft bilden kann.

Lithium

findet ſich nur im Mineralreich und zwar oxydirt und an Kieſelſäure gebunden im Petalit, Lithonſpodumen, Lithonglimmer, Amblygonit, Triphyllin, Lepidolith, Apyrit und Turmalin von Utön, auch in ſehr geringer Menge in einigen Mineralwäſſern und macht das Mittelglied von Natrium und Kalium aus, unterſcheidet ſich aber von dieſen darin, daß ſein Oxyd, das Lithon, mit Kohlenſäure ein gewöhnliches, mit phosphorſaurem Natron ein Doppelſalz bildet, welche beide ſchwer in Waſſer löslich ſind.

21. Kalium.

Kalium. K = 39,115 oder 488,94.

Dieſes Metall iſt, obgleich ſeine Verbindungen nie in großen Maſſen vorkommen, doch ſehr verbreitet und findet ſich in allen drei Naturreichen, aber entweder oxydirt und dann an Mineral- oder Pflanzen- oder andere organiſche Säuren gebunden oder mit Chlor, Brom und Jod verbunden. Es wird auf dieſelbe Weiſe wie das Natrium gewonnen (vergl. Nr. 98).

Das Kalium, welches wegen ſeines Vorkommens in der bekannten Pottaſche auch Pottaſſium benannt wird, iſt zinnweiß, ſtark glänzend, von 0,865 ſpecif. Gewicht und bei 0° ſpröde, bei 20° aber weich wie Wachs, dehnſam und geſchmeidig, bei 25° unvollkommen, bei 58° vollkommen flüſſig und vor der Rothglühhitze in grünen Dämpfen flüchtig und leitet gut die Wärme und Electricität. Es wird wie das Natrium benutzt.

Gegen den atmoſphäriſchen Sauerſtoff verhält ſich das Kalium wie das Natrium, indem es mit wenig atmoſphäriſcher Luft ein Kaliumſuboxyd (K_2O?) bildet und beim Erhitzen mit röthlicher Flamme zu

Kaliumoxyd

verbrennt, welches auf 39,1 Th. Metall 8 Th. Sauerſtoff enthält, alſo eine Verbindung von gleichen Miſchungsgewichten beider Körper iſt und durch KO (= 47,0) bezeichnet wird.

Das Kaliumoxyd, welches auch kurzweg Kali*) genannt wird, iſt dem Natron ganz ähnlich, aber wirkt noch zerſtörender auf thieriſche Körper als Natron, und verbindet ſich gleich dieſem mit Waſſer und Säuren.

Das Kalihydrat (KO,HO) bildet ſich beim Befeuchten des Kalis mit Waſſer unter ſtarker, bis zum glühenden Schmelzen geſteigerter Wärmeentwicklung und beim Einwerfen des Kaliums in Waſſer unter heftiger Zerſetzung deſſelben und bläulichrother Lichtentwicklung; es wird aus dem kohlenſauren Kali (unrein auch aus Pottaſche oder Holzaſche) durch Behandlung mit Waſſer und Aetzkalk gewonnen.[104])

Das Kalihydrat iſt dem Natronhydrat ganz ähnlich, aber von geringerem ſpecif. Gewicht als dieſes (= 1,708), und wird an der Luft nicht trocken, ſondern zerfließt durch Anziehung von Kohlenſäure und Waſſer; die reine concentrirte wäßrige Löſung giebt bei ſtarker Abkühlung deutliche Octaeder oder vierſeitige Tafeln (KO, 5HO). Das Kalihydrat löſt ſich auch in waſſerfreiem Weingeiſt (Reinigung von fremden, in Weingeiſt unlöslichen Salzen) und verhält ſich in der wäßrigen Löſung gegen fette Harze, Wachs, Schwefel, Kieſelſäure, Alaunerde, einige Metalloxyde und mehrere Schwefelmetalle wie die Natronlöſung. Sie wird überhaupt wie dieſe und insbeſondere zur Bereitung weicher Seifen benutzt.

*) Das Wort Kali ſtammt aus dem Hebräiſchen, von Kalah, ſo viel wie Röſten bedeutend, weil das Kali aus der Aſche geröſteter, d. h. verbrannter Pflanzen gewonnen wird. Durch Vorſetzung des arabiſchen Artikels al entſtand das Wort Alkali, womit im Allgemeinen diejenigen Subſtanzen bezeichnet werden, welche ſich dem Kali ähnlich verhalten und wohin außer Kali, Natron und Lithon, welche die reinen, feuerbeſtändigen Alkalien genannt werden und früherhin nach ihrem Vorkommen in vegetabiliſches Alkali (Kali) und mineraliſches Alkali (Natron) unterſchieden wurden (auch das Wort Lithon oder vielmehr Lithion bedeutet Steinalkali, weil es in Geſteinen vorkommt), auch das Ammoniak (oder wegen ſeiner Flüchtigkeit flüchtiges Alkali benannt) und Kalk, Strontian und Baryt gehören, welche wegen ihrer erdigen Beſchaffenheit Erdalkalien genannt werden.

Die Kalisalze sind bei farbloser Säure farblos, meist krystallisirbar und feuerbeständig, wenn nicht die Säure eine nur geringe Affinität äußert oder diese leicht zersetzbar ist. Sie sind fast alle in Wasser leicht löslich; die Lösungen geben, besonders im concentrirten Zustand mit Ueberchlorsäure, Kieselfluorwasserstoffsäure, schwefelsaurer Alaunerde und Weinsteinsäure weiße und mit Chlorplatin oder Kohlenstickstoffsäure gelbe Niederschläge, die sich sämmlich in vielem Wasser aber nicht in Weingeist lösen. Sie färben vor dem Löthrohr die Weingeistflamme violett und das durch Nickeloxyd gelb gefärbte Borarglas blau.[105])

Salpetersaures Kali (KO,NO_5),

auch Kalisalpeter, prismatischer Salpeter oder kurzweg Salpeter (von Sal petrae) genannt, findet sich in der Natur und erzeugt sich auf Kalk, Mergel, Kreide und Kalktuff, wo organische Substanzen verwesen; ist auch ein Bestandtheil mancher Pflanzen und findet sich in besonders großer Menge im Boretsch, Dill, in Tabak-, Sonnenblumen- und Maisstengeln, in Runkelrüben u. s. w. Er krystallisirt in wasserfreien sechsseitigen Prismen mit zweiflächiger Zuspitzung, ist luftbeständig, hat einen salzig-kühlenden Geschmack, zerknistert bei kleinen Temperaturveränderungen, schmilzt bei etwa 350° und ist dann ölartig und dickflüssig, gesteht beim Erkalten zu einer festen grobstrahligen Masse, wird bei höherer Temperatur zersetzt, indem sich unter Freiwerden von $^2/_3$ des Sauerstoffes der Salpetersäure erst salpetrigsaures Kali (KO,NO_3) bildet, welches sich bei noch höherer Temperatur ebenfalls zersetzt und Sauerstoffgas, Stickstoffgas und zurückbleibendes Kali giebt. Der Salpeter löst sich ziemlich in kaltem Wasser, dabei viel Kälte erregend, und in seinem halben Gewicht kochendem Wasser, sehr wenig in wasserhaltigem, gar nicht in wasserfreiem Weingeist, und befördert die Verbrennung glühender Körper. Man benutzt den Salpeter zur Bereitung der Salpetersäure und bei der Darstellung der Schwefelsäure, zum Oxydiren oder verpuffenden Verbrennen mehrerer Metalle und zur Darstellung des sogenannten Flusses (Baumé'scher Schnellfluß aus 3 Th. Salpetersäure, 1 Th. Schwefelblumen und 1 Th. feinem trocknem Sägemehl bringt in einer Nußschale abgebrannt eine kleine Münze von Kupfer, Silber oder Gold zum Fluß; schwarzer oder Reducir-Fluß wird durch Verpuffen von 1 Th. Salpeter-

pulver und 2 Th. Weinſteinpulver erhalten und dient wegen ſeines Kohlenſtoffgehaltes zur Reduction ſchwierig desoxydirbarer Metalloxyde); ferner wird der Salpeter beim Feinſchmelzen des Silbers, zum Färben des Goldes und bei verſchiedenen anderen metallurgiſchen Proceſſen, ſo wie auch bei der Glasfabrikation, in der Medicin und zur Bereitung verſchiedener Arzneimittel und techniſch-chemiſcher Präparate und des reinem kohlenſaurem Kalis benutzt. Er iſt ein Beſtandtheil des ſogenannten Knallpulvers (3 Th. Salpeterpulver, 2 Th. kohlenſaures Kali und 1 Th. Schwefelblumen, welches Gemenge beim längeren Erhitzen plötzlich mit einem ſehr ſtarken Knall explodirt) und der Weißfeuermaſſen (20 Th. Salpeterpulver, 7 Th. Schwefelblumen und 2 Th. Realgarpulver oder 48 Th. Salpeterpulver, 13¼ Th. Schwefel und 7¼ Schwefelantimon oder 75 Th. Salpeterpulver, 24 Th. Schwefelblumen und 1 Th. Kohlenſtaub oder 100 Th. Mehlpulver [das pulverige Gemenge des Schießpulvers] und 25 Th. Gußeiſenſpäne), welche theils zum Vergnügen, theils aber zu Signalfeuern für weite Entfernungen abgebrannt werden. Die wichtigſte Verwendung des Salpeters iſt aber die zur Darſtellung des Schießpulvers.[106])

Der Salpeter wird auch als kälteerzeugendes Mittel benutzt (ein Gemenge von 50 Th. Salpeter, 54 Th. Chlorkalium und 32 Th. Salmiak in Waſſer verurſacht eine ſtarke Temperaturerniedrigung unter den Gefrierpunkt des Waſſers). Auch in der Haus- und Feldwirthſchaft wird der Salpeter benutzt; ſo dient er zur Fleiſchbeize (eine Löſung von 1½ Loth Salpeter, ½ Pfund Zucker und 3 Pfund Kochſalz in 20 Pfund Waſſer erhält das damit getränkte Fleiſch lange Zeit und deſſen Farbe) und zur Conſervation der Getreidearten. Auch für die Vegetation der Pflanzen will man den Salpeter vortheilhaft gefunden haben; die dadurch erzielten günſtigen Reſultate mögen aber wohl auf Koſten der Baſis entſtanden ſein, da die Salpeterſäure weit weniger geeignet iſt, ihren Stickſtoff zur Aſſimilation in die organiſchen Formen herzugeben, als das Ammoniak; auch iſt es wahrſcheinlich, daß der Salpeter von den Pflanzen größtentheils unverändert aufgeſaugt wird. Der Landwirth muß daher darauf ſehen, daß die Zerſetzung der ſtickſtoffhaltigen Düngematerialien beendigt und aller Stickſtoff in Ammoniak übergeführt iſt, wenn der Dünger auf einen Boden gebracht wird, der reich an Baſen (Kalk,

Magnesia, Aschenbestandtheile) ist; würde der unzersetzte Dünger auf einen solchen Ackerboden gebracht, so fände dann keine Bildung von Ammoniak, sondern die von Salpetersäure statt und es würde eine weniger reichliche Ernte erzielt werden.

Kohlensaures Kali (KO,CO_2)

ist im reinen Zustande eine weiße, feste, an der Luft begierig Feuchtigkeit anziehende, alkalisch reagirende und schmeckende, wenig in Weingeist, sehr leicht in Wasser lösliche Masse; aus der concentrirten wäßrigen Lösung krystallisirt es in trüben, rhombischen Octaëdern (KO,CO_2+2HO). Im unreinen Zustand, wie das kohlensaure Kali durch Auslaugen von Holzasche, Eindampfen und Calciniren erhalten wird, führt es den Namen Pottasche und stellt dann eine weiße oder bläuliche (Perlasche), bläulich und grünlich gefleckte (Danziger und russische Pottasche) oder röthliche (nordamerikanische Pottasche) Masse dar, welche neben veränderlichen Mengen von kohlensaurem Kali (durch welches jedoch einzig und allein ihre Güte bestimmt wird) auch andere Salze von Kali, Kalk und Magnesia, verschiedene Chloride und zum Theil Manganoxyd (die grüngefleckte) oder Eisenoxyd enthält. Durch Uebergießen mit dem gleichen Gewicht Wasser und Abgießen der hellen gesättigten Lösung erhält man beim Verdunsten derselben erst schwefelsaures Kali und Chlorkalium in Krystallen und durch weiteres Verdampfen der Mutterlauge die gereinigte Pottasche, welche eine weiße Salzmasse darstellt und nur Spuren von schwefelsaurem und kieselsaurem Kali und Chlorkalium enthält. Das reine kohlensaure Kali wird nur bei chemischen Untersuchungen und zur Darstellung von reinem Kalihydrat, auch medicinisch benutzt; die rohe und die gereinigte Pottasche wird in der Glasfabrikation, bei der Darstellung von Farbewaaren, bei der Bereitung des Blutlaugensalzes, in der Töpferei, zum Seifensieden, Bleichen, Färben, in der Kattundruckerei, in der Bäckerei und zu vielen anderen Zwecken verwendet, aber immer mehr und mehr durch das kohlensaure Natron verdrängt.

Für die Vegetation ist das kohlensaure Kali, wenn es nicht in zu großer Menge im Ackerboden enthalten ist, von sehr vortheilhaftem Einfluß, indem es nicht allein leicht von den Pflanzen, die seiner bedürfen, zu einem organisch-saurem Kalisalz assimilirt wird, sondern auch die Einwirkung des

atmosphärischen Sauerstoffs auf den Humus unterstützt und diesen in den Zustand überführt, daß er leicht verwest, d. h. in Kohlensäure und Wasser verwandelt wird und der vorhandene Schwefel und Phosphor in Schwefelsäure und Phosphorsäure übergehen. Das kohlensaure Kali wird dem Boden entweder natürlich durch Gesteine zugeführt, welche kieselsaures Kali enthalten und durch den Einfluß der Atmosphärilien verwittern, wobei sich theilweise kohlensaures Kali bildet, das in Verbindung mit kieselsaurem Kali von Wasser gelöst und den Pflanzen zugeführt wird, oder es wird dem Ackerboden absichtlich in Form von Asche zugeführt. Das natürlich zugeführte kohlensaure Kali äußert bei sehr kalibedürftigen Pflanzen nicht lange seine Wirkung und es können derartige Pflanzen nur selten mehrere Male hintereinander auf ein und demselben Boden mit gleichem Erfolg gebaut werden, sondern es muß demselben entweder künstlich durch angemessene Düngematerialien das Kali ersetzt oder durch Brache, oder durch sehr sorgfältige Umackerung die Bedingungen gegeben werden, daß sich die kalihaltigen Gesteine durch die Atmosphärilien zersetzen können. Dem kohlensauren Kali analog auf die Vegetation wirkt das kohlensaure Natron, welches entweder wie jenes aus natronhaltigen Gesteinen dem Boden zugeführt oder auf kalkhaltigem Boden durch Kochsalz erzeugt wird. Es giebt jedoch nur wenige Pflanzen, die aus zugleich kali- und natronhaltigen Boden jene beiden Alkalien miteinander aufnehmen, vielmehr sucht die größere Zahl derselben das Kali und nur eine kleine Anzahl das Natron vorzugsweise aufzunehmen.

Doppelt-kohlensaures Kali ($KO, 2CO_2 + HO$)

krystallisirt in luftbeständigen, geraden rhombischen Säulen und löst sich leicht in Wasser, sehr wenig in Weingeist; die wäßrige Lösung entläßt beim Kochen $^1/_4$, das trockne Salz beim Glühen die Hälfte Kohlensäure; die erstere löst metallisches Eisen unter Entwicklung von Wasserstoffgas und Bildung eines aus kohlensaurem Kali und kohlensaurem Eisenoxyd ($3[KO,CO_2]+Fe_2O_3,3CO_2$) bestehenden Doppelsalzes. Das doppelt-kohlensaure Kali wird nur medicinisch und zur Darstellung von reinem kohlensaurem Kali benutzt.

Unterchlorigsaures Kali (KO, ClO)

ist wie das entsprechende Natronsalz nur in seiner Lösung bekannt und wird wie dieses benutzt (vergl. S. 285).

Chlorsaures Kali (KO, ClO_5)

krystallisirt in perlmutterglänzenden Blättchen oder rhombischen Säulen und Tafeln, ist luftbeständig, schmeckt kühlend widrig, phosphoreseirt beim Stoßen und Reiben im Dunkeln, löst sich leicht in Wasser, schmilzt beim Erhitzen und wird in höherer Temperatur in entweichendes Sauerstoffgas und zurückbleibendes Chlorkalium zersetzt und verpufft in Berührung mit brennbaren Körpern beim Stoßen, Reiben, Erhitzen oder Betröpfeln mit Schwefelsäure unter heftigem Knall. Das chlorsaure Kali wird von den Chemikern vorzugsweise zur Darstellung des reinen Sauerstoffgases, von Technikern aber zur Bereitung der Zündmasse für die Zünd- und Frictionshölzer (30 Th. chlorsaures Kali mit 10 Th. Schwefelblumen und der zur Färbung hinreichenden Menge Zinnober oder Berlinerblau oder 12 Th. chlorsaures Kali und 13 Th. Schwefelantimon mit der nöthigen Menge Traganth- oder Gummischleim zum Teig angemacht, in welchen die mit Schwefel überzogenen Enden kleiner Hölzchen getaucht und dann vorsichtig getrocknet werden; erstere Masse entzündet sich dann in Berührung mit concentrirter Schwefelsäure, letztere beim Reiben an einem rauhen Körper und bedingt die Entzündung des Schwefels und durch diesen die des Holzes; jetzt setzt man zu letzterer Masse auch Phosphor und schützt diesen gegen die Oxydation durch die Luft durch einen feinen Ueberzug von Lack oder Firniß) angewendet. Auch bedient man sich des chlorsauren Kalis in der Feuerwerkerei zum raschen Abbrennen der Sätze, wie z. B. der Rothfeuermasse und der Brandraketenmasse, und in der Bleicherei zur schnellen Bereitung von Bleichwasser, indem man es mit wäßriger Salzsäure übergießt, wobei der Sauerstoff der Chlorsäure theilweise durch den Wasserstoff der Salzsäure angezogen und unterchlorigsaures Kali gebildet wird. Man hat früher auch aus chlorsaurem Kali Schießpulver verfertigt, aber diese Fabrikation wegen der leichten Zersetzbarkeit des Gemenges und dadurch hervorgebrachten Unglücksfälle wieder liegen lassen müssen.

Ueberchlorsaures Kali (KO, ClO_7)

erzeugt sich bei der Zersetzung des chlorsauren Kalis im Feuer, indem sich Sauerstoff auf einen noch unzersetzten Theil von chlorsaurem Kali wirft; ist für sich schwieriger zersetzbar im Feuer als dieses, aber leicht in Berührung mit andern oxydirten Körpern, weßhalb man zur raschen Entwicklung des Sauer-

stoffes aus chlorsaurem Kali diesem etwas geglühten Sand oder Braunstein zusetzt.

Schwefelsaures Kali (KO,SO_3)

findet sich in der Nähe von Vulkanen, in manchen Sorten Steinsalz und daraus gebildeten Salzsoolen, im Alaun und Alaunstein und in Pflanzen und Thieren; es krystallisirt in wasserfreien, luftbeständigen, vier- und sechsseitigen Säulen mit sechsflächiger Zuspitzung, schmilzt in der Rothglühhitze, ist nicht flüchtig und löst sich ziemlich in Wasser. Es wird bei der Fabrikation des Alauns, Salpeters und Glases verwendet, dient zur Darstellung von Schwefelkalium und wird auch medicinisch angewendet. Es scheint für die Vegetation dem Gyps ähnlich zu wirken und von dem Pflanzenorganismus in ein organisch-saures Salz verwandelt zu werden.

Saures schwefelsaures Kali ($KO,2SO_3$)

krystallisirt theils in wasserfreien, theils in mit 1 Mischungsgewicht Wasser verbundenen, leicht schmelzbaren, luftbeständigen, kleinen vierseitigen Prismen, löst sich leicht in Wasser und entläßt bei der Rothglühhitze die Hälfte Schwefelsäure. Es wird zur Darstellung des neutralen Salzes und des Doppelt-Schwefelkaliums, mit einer Erdfarbe vermengt als feuersicherer Anstrich und in der nicht zu schwachen Lösung zur Vertilgung des Graswuchses auf Straßen benutzt. In sehr verdünntem Zustand wirkt es aber für die Vegetation auf kalkreichem Boden gleich der Schwefelsäure günstig, indem es schwefelsauren Kalk bildet und Kohlensäure abscheidet.

Das schwefelsaure Kali bildet mit denjenigen schwefelsauren Salzen, welche im neutralen Zustande auf 3 Mischungsgewichte Sauerstoff der Basis 2 Mischungsgewichte Radical und 9 Mischungsgewichte Sauerstoff der Säure enthalten, eine Reihe von Doppelsalzen, welche Alaune genannt werden und in denen die Basis durch eine analoge theilweise oder gänzlich vertreten werden kann; sie zeichnen sich auch dadurch aus, daß sie stets einen entsprechenden Krystallwassergehalt haben. Solche Alaune sind

der Thonerde-Alaun $= KO,SO_3 + Al_2O_3,3SO_3 + 24HO$,

der Manganoxyd-Alaun $= KO,SO_3 + Mn_2O_3,3SO_3 + 24HO$,

der Chromoxyd-Alaun $= KO,SO_3 + Cr_2O_3,3SO_3 + 24HO$ und

der Eisenoxyd-Alaun $= KO,SO_3 + Fe_2O_3,3SO_3 + 24HO$.

Der Thonerde-Alaun, schwefelsaures Alaunerde-Kali, kurzweg Alaun benannt, findet sich an einigen Orten natürlich, theils fest, theils, wie in Ostindien und Ungarn, in Wasser gelöst. Er krystallisirt in farblosen, durchsichtigen Octaëdern, schmeckt süßlich und herbe zusammenziehend, verwittert an der Luft, schmilzt beim Erwärmen in seinem Krystallwasser, entläßt dieses und hinterläßt eine schwammige, weiße Masse (gebrannten Alaun), welcher sich nur sehr langsam in Wasser löst; bei stärkerer Erhitzung entläßt er die Schwefelsäure der schwefelsauren Alaunerde und es hinterbleibt ein Gemenge von Alaunerde und schwefelsaurem Kali. Er löst sich bei der gewöhnlichen Temperatur in der 12- bis 13fachen Menge, bei 88° in etwas mehr als der Hälfte seines Gewichtes Wasser; die Lösung reagirt sauer. Wird die Lösung so lange mit einer Auflösung von kohlensaurem Kali vermischt, als der entstehende Niederschlag beim Umrühren sich wieder löst, und die Flüssigkeit der Verdunstung überlassen, so krystallisirt eine an Alaunerde reichere Verbindung in Würfeln aus. Der Alaun wird sehr vielfältig benutzt und zwar entweder als solcher, oder durch salpetersaures, salzsaures und essigsaures Bleioxyd zersetzt als salpetersaure, salzsaure oder essigsaure Alaunerde (mit schwefelsaurem Kali vermischt) als Beizmittel in der Färberei und Kattundruckerei (statt des reinen Alauns wird zweckmäßiger der alaunerdereichere, in Würfeln krystallisirende, sogenannte cubische Alaun verwendet, da dieser nicht, wie jener, die Zeuge mürbe macht und die Farbe verändert); ferner zur Bereitung von Lackfarben, in der Weißgerberei, zum Leimen des Papieres, zum Planiren, zum Klären, zur vermehrten Butterausscheidung aus der Milch, in der Bäckerei, um das Waizenbrod weißer zu machen (was aber verwerflich ist) zum Reinigen des Fettes und Talges, als Schutzmittel zum Anstrich leicht feuerfangender Gegenstände (wo er aber ebenfalls nach und nach zerstörend wirkt und deßhalb der cubische Alaun oder ein anderes Schutzmittel vorzuziehen ist), zum Schutz gegen Verbrennungen an dem menschlichen Körper, in der Medicin u. s. w. Der Alaun oder auch nur schwefelsaure Alaunerde kann einen Bestandtheil solcher Bodenarten bilden, die sich in der Nähe von Schwefelkieslagern und Alaunschiefer befinden, indem durch die bei dem Einfluß der Luft entstehende Schwefelsäure Alaunerde gelöst wird und als einfaches Salz oder in Verbindung mit einem schwefelsauren Alkali dem Boden beigemengt ist. Eine derartige Bei-

miſchung des Bodens in etwas erheblicher Menge kann nur nachtheilig auf die Vegetation wirken und ſie ſogar gänzlich unterdrücken. Ein ſolcher Boden iſt durch Beſtreuen mit Kalk zu verbeſſern.

Der Manganoxyd-Alaun oder das ſchwefelſaure Manganoxyd-Kali kryſtalliſirt in dunkelvioletten, regelmäßigen Octaedern; hat keine Anwendung.

Der Eiſenoxyd-Alaun oder das ſchwefelſaure Eiſenoxyd-Kali iſt in Farbe, Form und Geſchmack dem gewöhnlichen Alaun ſo ähnlich, daß er hierdurch nicht von dieſem unterſchieden werden kann und deßhalb oft dieſem beigemiſcht oder auch allein ſtatt deſſen in den Handel kommt, was man daran erkennt, daß ſeine Löſung auf Zuſatz von Alkali gelbrothes Eiſenoxydhydrat, der gewöhnliche Alaun aber weißes Alaunerdehydrat fallen läßt. Er wird jedoch jetzt auch zum Bedarf für Färbereien fabricirt.

Der Chromoxyd-Alaun oder das ſchwefelſaure Chromoxyd-Kali kryſtalliſirt in ſchönen, dunkel purpurfarbenen, mit rubinrother Farbe durchſichtigen Octaedern und löſt ſich in Waſſer mit ſchmutzigblauer, etwas ins Röthliche ſpielender Farbe; die Löſung wird beim Erhitzen auf 60 bis 80° grün und das Doppelſalz dabei zerſetzt, indem ſich beim Verdampfen dann nur ſchwefelſaures Kali, ſpäter amorphes ſchwefelſaures Chromoxyd abſetzt. Hat keine Anwendung, die Löſung kann aber für buntes Waſſer bei Illuminationen verwendet werden.

Kieſelſaures Kali und Natron

ſind in mehreren Verbindungsverhältniſſen theils einzeln, theils zuſammen, Beſtandtheile verſchiedener Mineralien, die oben unter den Alaunerde- und Kalkſilicaten aufgeführt ſind, und durch deren nach und nach ſtattgefundene Verwitterung der tragbare Boden gebildet worden iſt. Durch dieſe Verwitterung der Geſteine werden die kieſelſauren Alkalien abgeſchieden und unter Mitwirkung von Kohlenſäure, Salzſäure, Schwefelſäure und Phosphorſäure in Waſſer löslich und ſo in den Zuſtand übergeführt, daß ſie von den Pflanzen aufgenommen werden können, in denen ſie zur Bildung des anorganiſchen Skeletts dienen. Der Boden, welcher durch einen andauernden Anbau von kieſelſauren Alkalien erſchöpft worden iſt und keine weitere Quelle derſelben in noch unzerſetztem Geſtein hat, wird durch Zuführung der Pflanzenreſte und thieriſchen

Excremente entweder in dieser Form oder durch deren Asche wieder fruchtbar gemacht. Besonders sind es die Halmfrüchte, welche viel kieselsaures Alkali dem Boden entziehen und deßhalb es für seine weitere Cultur unbedingt nothwendig ist, ihm das Alkali nach verschiedenem Fruchtwechsel in der Form von kieselsaurem Alkali durch das Stroh und die Excremente (im Dünger) wieder zu geben.

Das Kali und Natron verbinden sich mit der Kieselsäure im mannichfaltigen Verhältnissen und so wohl auf trocknem Wege, durch Zusammenschmelzen, als auch auf nassem Wege, durch Lösen. Als einfaches Silicat ist das kieselsaure Kali, bekannter als Wasserglas, in gelöstem Zustand Kieselfeuchtigkeit benannt, das wichtigste, indem es in Wasser, wenn auch nur langsam, löslich ist und die Lösung beim langsamen Verdunsten zu einer farblosen, durchscheinenden, glasglänzenden, auf dem Bruche muscheligen Glasmasse eintrocknet, welche nicht durch die Kohlensäure der Luft zersetzt wird, während die verdünnte Auflösung Kieselsäure abscheidet. Man bedient sich der Auflösung des Wasserglases, um leicht feuerfangende Gegenstände von Holz, Leinwand, Papier u. s. w. gegen die flammende Verbrennung zu schützen, indem man sie damit tränkt oder überzieht und trocken werden läßt. Auch setzt man wohl der Lösung feuerfeste Körperfarben, Thon, Knochenasche, Glaspulver und Bleiglätte zu, wodurch die damit überzogenen Gegenstände um so mehr gegen die flammende Verbrennung geschützt werden. Zwar können dieselben nicht gegen die Zerstörung bei einer Feuersbrunst geschützt werden, indem sie durch die Gluth verkohlen, aber sie vermehren doch nicht die Feuersbrunst und es kann an Orten, wo viel solcher Gegenstände aufbewahrt werden, wie z. B. Couliſſen und Vorhänge in Theatern, noch mögliche Hülfe geleistet werden. Da jedoch das Wasserglas mit der Länge der Zeit auch auf die organische Substanz wirkt, so werden solche Gegenstände mürbe und man bedient sich jetzt mehr des phosphorsauren Ammoniaks als Mittel gegen die flammende Verbrennung. Das kieselsaure Natron verhält sich dem kieselsaurem Kali ähnlich und eine Verbindung von kieselsaurem Kali und kieselsaurem Natron (Doebereiner'sches Wasserglas) ist nicht allein leichter schmelzbar, sondern auch leichter in Wasser löslich als kieselsaures Kali oder kieselsaures Natron für sich.

Das kieſelſaure Kali und Natron machen entweder für ſich oder zugleich einen Beſtandtheil der verſchiedenen Glasſorten aus, welche immer auch Silicate von Kalk, Magneſia, Baryt, Strontian, Alaunerde, Eiſenoxyd oder Bleioxyd, oft auch mehrere derſelben und in ſehr veränderlichen Verhältniſſen enthalten. Nach der techniſchen Beſtimmung der Glasſorten hat man nachſtehende Eintheilung derſelben, die mit der chemiſchen Zuſammenſetzung in gewiſſer Beziehung ſteht, aufgeſtellt; man unterſcheidet nämlich:

A. Hohlglas, d. h. ſolches Glas, welches zu Gefäßen verarbeitet wird; es iſt das am mannichfaltigſten zuſammengeſetzte Glas und zerfällt:
   a) in gemeines Flaſchenglas, aus Kieſelſäure, Kali oder Natron oder beiden zugleich, Kalk, Alaunerde und Eiſenoxyd beſtehend;
   b) in Arzneiflaſchenglas, aus Kieſelſäure, Natron, Kalk, etwas Alaunerde und wenig Eiſenoxydul beſtehend;
   c) in weißes Hohlglas aus Kieſelſäure, Kali oder Natron oder beiden zugleich und Kalk beſtehend.

B. Fenſterglas, aus Kieſelſäure, Kali oder Natron oder beiden zugleich, Kalk und Alaunerde beſtehend;

C. Spiegelglas, wie voriges zuſammengeſetzt, aber nur wenig Alaunerde enthaltend;

   Baryt- und Strontianglas ſind Verbindungen von kieſelſaurem Alkali mit kieſelſaurem Baryt oder Strontian und eignen ſich zu optiſchen Zwecken.

D. Kryſtallglas, aus Kieſelſäure, Kali und Bleioxyd beſtehend; für geſchliffene Gefäße;

E. Flintglas, aus Kieſelſäure oder Borſäure, Kali und mehr Bleioxyd, als im Kryſtallglas enthalten, beſtehend, für optiſche Zwecke;

   Wismuthglas, wie das Flintglas ſtatt des Bleioxydes Wismuthoxyd enthaltend, dient zu gleichen Zwecken;

F. Straß oder die Glasmaſſe für künſtliche Edelſteine, aus Kieſelſäure, Kali und dem höchſten Gehalt an Bleioxyd beſtehend und durch höchſt fein zertheilte Kohle, Antimonoxyd, Silberoxyd oder Chlorſilber gelb, durch Goldpurpur oder Kupferoxydul roth, durch Kobaltoxyd blau,

durch Kupferoxyd oder Chromoxyd grün, durch Manganoxyd violett und durch reichlich Eisenoxydul schwarz werdend;

G. Email, aus Kieselsäure, Natron und Bleioxyd bestehend und durch Zinnoxyd oder Antimonoxyd undurchsichtig gemacht.[107])

Obgleich die kieselsauren Alkalien in Wasser löslich sind und leicht durch Säuren zersetzt werden, so werden ihnen durch die Verbindung mit den kieselsauren Erdalkalien und Metalloxyden diese beiden Eigenschaften gänzlich entzogen; es bilden sich Doppel-, Tripel- u. s. w. Silicate bei der Glasfabrikation, die nicht durch Wasser und nur äußerst schwach auf nassem Wege durch die Säuren oder Alkalien angegriffen werden; nur durch Zusammenschmelzen mit einer großen Menge Alkali erhalten sie die Eigenschaft, durch Säuren zersetzt und aufgelöst zu werden. Auch die natürlich vorkommenden Silicate haben fast sämmtlich die Eigenschaft der Glasarten, nicht durch Säuren oder Alkalien auf nassem Wege angegriffen zu werden, und bei der Ermittlung ihrer Bestandtheile müssen sie mit irgend einem Alkali geglüht werden, ehe man zu einem Resultat gelangen kann.[108])

Phosphorsaures Kali

findet sich im Pflanzenreich und deßhalb auch in der Asche der Pflanzen und kann in einer gewissen Menge dem Ackerboden beigemischt für die Vegetation nur von günstigem Erfolg sein.

Arsenigsaures Kali (KO,AsO_3)

ist weiß, nicht krystallisirbar, sehr giftig und leicht in Wasser löslich; es wird in der Kattundruckerei und bei der Darstellung des Scheele'schen oder Mineralgrüns (arsenigsaures Kupferoxyd) benutzt.

Arsensaures Kali ($KO,AsO_5 + 2HO$)

krystallisirt in farblosen, durchsichtigen, quadratischen Octaedern, reagirt und schmeckt sauer, wirkt äußerst giftig und wird in der Kattundruckerei als Reservage gegen essigsaure Alaunerde und essigsaures Eisenoxyd, so wie auch zum Beträuken des Papiers als Fliegentod und zur Darstellung anderer arsensaurer Salze benutzt. Das arsenigsaure und arsensaure Kali lassen sich in der Technik ganz gut durch andere Körper ersetzen und sollten deßhalb für derartige Benutzung wegen der großen Gefahr, die mit ihrer Anwendung verbunden sind, verboten werden.

Antimonsaures Kali (KO, SbO_5)

bildet mit 5 Mischungsgewichten Wasser verbunden eine krystallinisch-körnige, durch Eindampfen erhalten eine honiggelbe, durchsichtige, rissige Masse, löst sich in Wasser und dient in dieser Lösung als einziges positives Reagens auf Natronsalze; wird seine Lösung mit Kohlensäure behandelt, so schlägt sich saures antimonsaures Kali ($KO, 2SbO_5, 6HO$) als ein weißes, schwierig in Säuren lösliches Pulver nieder. Ein Gemenge von antimonsaurem Kali und Antimonoxyd-Kali war früher als schweißtreibender Spießglanz in medicinischem Gebrauch.

Chromsaures Kali (KO, CrO_3)

krystallisirt in undurchsichtigen, citronengelben, sechsseitigen Säulen, hat einen bittern, unangenehmen und lang andauernden Geschmack, schmilzt bei starker Rothglühhitze und erscheint dabei hellgrün, löst sich leicht in Wasser, nicht in Weingeist, färbt die 40000fache Menge Wasser noch merklich gelb und die 20fache Menge Salpeter so intensiv gelb, daß dieser wie chromsaures Kali aussieht; es entläßt an die stärkeren Mineral- und selbst an organische Säuren die Hälfte Kali, dabei in doppelt-chromsaures Kali ($KO, 2CrO_3$) übergehend, welches in feuerrothen, wasserfreien, schiefen, rechtwinkeligen Säulen oder vierseitigen Tafeln krystallisirt, bitter, kühlend und metallisch schmeckt, leicht schmelzbar ist und beim Erkalten zu einer pomeranzengelben Masse erstarrt, weniger leicht in Wasser und gar nicht in Weingeist löslich ist, mit Kohle erhitzt schwach verpufft und bei der Digestion mit Salpetersäure noch $^1/_3$ Kali abgiebt und in dreifach-chromsaures Kali ($KO, 3CrO_3$) verwandelt wird, welches tiefrothe, wasserfreie Krystalle bildet. Die Lösung des einfach-chromsauren Kali fällt

die Lösungen der	Antimonoxydsalze . . .	perlfarben,
„ „ „	Zinnoxydsalze	gelb
„ „ „	Zinnoxydulsalze	gelb,
„ „ „	Platinoxydsalze	schmutzig-strohgelb,
„ „ „	Silberoxydsalze	purpurroth,
„ „ „	Queckſilberoxydsalze . .	mennigroth,
„ „ „	Queckſilberoxydulsalze .	orange,
„ „ „	Wismuthoxydsalze . .	hoch-citronengelb,

die Lösungen der Bleioxydsalze . . . . . citronengelb,
„ „ „ Zinkoxydsalze . . . . . hoch-schwefelgelb,
„ „ „ Uranoxydsalze . . . . . hoch-schwefelgelb,
„ „ „ Kupferoxydsalze . . . . röthlichbraun,
„ „ „ Eisenoxydulsalze . . . haarbraun, und
„ „ „ Eisenoxydsalze . . . . roſtbraun.

Dieſe Niederſchläge zeigen ſich in Farbe gegen Licht, Luft und Feuchtigkeit ſehr dauerhaft und deßhalb werden das einfach- und und doppelt-chromſaure Kali häufig in der Färberei und Kattundruckerei zur Erzeugung dauerhafter Farben, namentlich von Gelb, Orange und (mit Blau) Grün, aber auch zur Darſtellung verſchiedener Malerfarben benutzt. Sonſt verwendet man ſie auch als Reagentien für die Salze von Blei, Queckſilber und Silber, zur Darſtellung von Chromſäure, in der Kattundruckerei zur Erzeugung farbloſer Stellen auf Indiggrund (durch eine Reſervage von Weinſteinſäure, Oxalſäure und etwas Salpeterſäure mit geröſteter Stärke verdickt, welche die Chromſäure abſcheidet, und dieſe auf den beklotzten Stellen den Indig zerſtört); auch iſt das chromſaure Kali gegen Schimmel und Trockenmoder empfohlen worden.

Alaunerde-Kali (KO,Al_2O_3)

bildet ſich beim Löſen des Alaunerdehydrates in Kalilöſung und kryſtalliſirt zuweilen mit 2 Miſchungsgewichten Waſſer; kann als die Baſis des Kalialauns betrachtet werden, da durch Sättigung mit Schwefelſäure dieſer entſteht ($KO,Al_2O_3 + 4SO_3 = KO,SO_3 + Al_2O_3,3SO_3$). Die Löſung ſetzt an der Luft Alaunerdehydrat ($Al_2O_3,3HO$) in körnigen Kryſtallen ab und iſt ein weit beſſeres Befeſtigungsmittel für adjective Pflanzenfarben, als der Alaun ſelbſt, beſonders wenn ſie mit einem austrocknenden Oele zu einer Emulſion vermengt als Beize angewendet wird.

Zinkoxyd-Kali (KO,ZnO)

bildet ſich bei der Einwirkung von Kalilauge auf metalliſches Zink (beſonders bei Berührung mit Platin oder Eiſen) unter Waſſerſtoffentwicklung und iſt kryſtalliſirbar; auch löſt ſich Zinkoxydhydrat in Kalilauge zu einer farbloſen Flüſſigkeit, welche vielleicht für die Färberei und Kattundruckerei anzuwenden iſt.

Das Kalium verhält ſich gegen das Chlor wie das Natrium, indem es ſich mit ihm unmittelbar oder mittelbar verbindet; die unmittelbare Verbindung entſteht ebenfalls bei gewöhnlicher Temperatur und unter lebhafter Feuerentwicklung mit rother Flamme; das Product der Vereinigung beider Elemente iſt

Chlorkalium,

welches auf 39,1 Th. Kalium 35,4 Th. Chlor enthält, alſo aus gleichen Miſchungsgewichten beider Körper beſteht und durch KCl bezeichnet wird. Es findet ſich im Steinſalz, in den Salzſoolen, im Meerwaſſer, in den Meergräſern, überhaupt im Pflanzen- und Thierreich und wird bei verſchiedenen techniſch-chemiſchen Proceſſen, z. B. aus der Mutterlauge der Soolen, bei der Bereitung des chlorſauren Kalis, beim Salpeterſieden, beim Ausſalzen der Kaliſeifen durch Kochſalz, bei der Glasfabrikation als ſogenannte Glasgalle u. ſ. w. in ſo großer Menge als Nebenproduct gewonnen, daß es nicht abſichtlich dargeſtellt, ſondern durch Umkryſtalliſiren gereinigt wird.

Das Chlorkalium kryſtalliſirt in waſſerfreien, farbloſen, luftbeſtändigen bitterlich-ſalzig ſchmeckenden Würfeln, verkniſtert beim Erhitzen, ſchmilzt und verdampft bei hoher Temperatur und löſt ſich leicht und mit ſtarker Temperaturerniedrigung in Waſſer, auch in Weingeiſt.

Man benutzt das reine Chlorkalium zu Froſtmiſchungen und Bereitung des künſtlichen Eiſes und zur Fällung und Beſtimmung des Platins, das unreine, wie es durch Eindampfen der Seifenſiederunterlauge und Erhitzen des Rückſtandes als ſogenannter Seifenſiederfluß erhalten wird, in Glashütten und Alaunſiedereien, die nicht eingedampfte Unterlauge wegen ihres Rückhaltes an fettſaurem Alkali zum Waſchen ordinärer Tuche.

Das Chlorkalium findet ſich zuweilen in jüngeren Mergelarten und in einigen ſehr fruchtbaren Erdarten Braſiliens, ſo wie auch im Urin und in den Abfällen der Salpeterplantagen, welche als gute Düngmittel bekannt ſind. Es darf aber in den Bodenarten nicht in zu großer Menge vorhanden ſein, weil es dann nachtheilig auf die Vegetation und ſogar abſterbend auf die Pflanzen wirkt (bekanntlich dient die nur wenig mit Waſſer verdünnte Seifenſiederunterlauge zum Vertilgen des Graswuchſes auf Wegen und anderen

Orten); es wird von den Pflanzen als ſolches aufgenommen und durch dieſe in den thieriſchen Organismus übergeführt.

Das Chlorkalium verbindet ſich mit den Chloriden der electronegativen Metalle zu Doppelſalzen, von denen nur das Chlorplatinkalium ($KCl, PtCl_2$ von Intereſſe iſt, da durch ſeine Bildung die Gegenwart des Platins, wie die des Kalis erkannt wird und beide Körper dem Gewicht nach beſtimmt werden können. Es iſt ein gelbes, in kaltem Waſſer faſt unlösliches Pulver, kryſtalliſirt aus der kochend bereiteten wäßrigen Löſung in waſſerfreien Octaedern und wird beim Glühen in Chlor, Platin und Chlorkalium zerſetzt, welche beide letzteren ſich leicht durch Waſſer trennen laſſen.

Bromkalium iſt dem Chlorkalium ähnlich, Jodkalium (KI) aber kryſtalliſirt in an der Luft feucht werdenden Würfeln und vierſeitigen Prismen, die ſich in weniger als dem gleichen Gewicht Waſſer löſen. Beide Verbindungen werden als Heilmittel, letztere auch als Reagens und zur Darſtellung von Jodqueckſilber und anderen Jodmetallen benutzt. Fluorkalium (KF) kryſtalliſirt theils in zerfließlichen waſſerfreien Würfeln, theils mit 4 Miſchungsgewichten Waſſer in Prismen.

Das Kalium verbindet ſich in verſchiedenen Verhältniſſen mit Schwefel, nämlich auf 1 Miſchungsgewicht des erſteren 1, 2, 3, 4 und 5 Miſchungsgewichte des letzteren aufnehmend. Dieſe Verbindungen werden mittelbar dargeſtellt, wie das Einfach- und Doppeltſchwefelkalium (KS und KS_2) durch Glühen des einfach- oder doppelt-ſchwefelſauren Kalis mit Kohle, das Dreifach-Schwefelkalium (KS_3) durch Leitung von Schwefelkohlenſtoffdampf über glühendes kohlenſaures Kali oder (mit ſchwefelſaurem Kali vermiſcht) durch Glühen des kohlenſauren Kalis mit Schwefel, das Vierfach-Schwefelkalium (KS_4) durch Leiten von Schwefelkohlenſtoffdampf über erhitztes ſchwefelſaures Kali und das Fünffach-Schwefelkalium (KS_5) durch Erhitzen einer Löſung der übrigen Schwefelverbindungen mit Schwefel. Von dieſen Verbindungen haben das unreine Dreifach-Schwefelkalium oder die ſogenannte Kaliſchwefelleber und das Fünffach-Schwefel-

kalium nur in ſofern Intereſſe, daß ſie zu Schwefelbädern und zur Darſtellung der Schwefelmilch benutzt werden.

Die Verbindungen des Kaliums mit den übrigen nichtmetalliſchen Stoffen und ſeine Legirungen ſind nur von wiſſenſchaftlichem Intereſſe.

---

22. Ammonium.

Ammonium. Am = 18,0 oder 225,0.

Die Verbindung des Stickſtoffes mit Waſſerſtoff, das Ammoniak (NH_3) verhält ſich, wie bereits S. 81 angeführt, bei Gegenwart von Waſſer gegen die Sauerſtoffſäuren wie eine Baſis, indem ſie dieſelben neutraliſirt und mit ihnen den übrigen Sauerſtoffſalzen ganz analoge Verbindungen bildet. In gleicher Weiſe verhält ſich das Ammoniak gegen die Waſſerſtoffſäuren; es entſtehen Verbindungen, die den Haloidſalzen entſprechen. Bei der Verbindung des Ammoniaks mit Sauerſtoffſäuren unter Mitwirkung des Waſſers wird von je einem dieſer Körper ein Miſchungsgewicht gebunden, wie z. B. wenn Ammoniak (NH_3) in Waſſer (HO) und Schwefelſäure (SO_3) gebracht wird, ſo entſteht ſchwefelſaures Ammoniak (NH_3, HO, SO_3); ohne Waſſeraufnahme kann dieſes Salz nicht gebildet werden und ſucht man ihm das Waſſer zu entziehen, ſo zerfällt das Salz wieder. Das Waſſer kann alſo nicht als Kryſtallwaſſer betrachtet werden, denn in dieſem Falle ließ es ſich, wie bei allen übrigen Sauerſtoffſalzen, durch Erwärmung entfernen. Zugleich kennt man keine neutrale ſalzartige Verbindung einer Sauerſtoffſäure mit einem Körper, welcher keinen Sauerſtoff enthält. Das Waſſer, oder vielmehr ſeine Elemente, ſind demnach zur Bildung der ſogenannten Ammoniakſalze nothwendig und da in den Sauerſtoffſalzen immer mit dem Radical der Baſis Sauerſtoff verbunden iſt, ſo betrachtet man in den Ammoniakſalzen die Baſis als eine Verbindung von Stickſtoff, Waſſerſtoff und Sauerſtoff, in welcher Stickſtoff und Waſſerſtoff zu einem zuſammengeſetzten, baſiserzeugenden Radical (NH_4) und dieſes mit Sauerſtoff ($= NH_4 + O$) verbunden iſt; die Formel $NH_4 + O$ iſt alſo $= NH_3 + HO$ oder NH_4O. Für die Annahme, daß in den Ammoniakſalzen

das Oxyd eines zuſammengeſetzten Radicals die Rolle einer Baſis ſpielt, ſpricht auch noch die Erſcheinung, daß der Sauerſtoff dieſes Oxydes durch ein Aequivalent Chlor, Brom, Jod, Fluor, Schwefel, Selen und Tellur vertreten werden kann und Verbindungen entſtehen, welche den Chlor-, Brom-, Jod-, Fluor-, Schwefel-, Selen- und Tellurmetallen entſprechen. Dieſe bilden ſich immer, wenn gleiche Miſchungsgewichte Ammoniak (NH_3) und einer ſogenannten Waſſerſtoffſäure der erwähnten Körper z. B. Chlorwaſſerſtoff (HCl) zuſammenkommen, ohne daß Waſſer vorhanden iſt; Ammoniak-Chlorwaſſerſtoff iſt alſo $NH_3 + HCl$. Wie nun in den Sauerſtoffſalzen des Ammoniaks der Waſſerſtoff das Zuſammenſetzungswaſſer mit den Ammoniakbeſtandtheilen zu einem zuſammengeſetzten Radical zuſammengetreten angenommen wird, ſo iſt dieſes auch in dem Ammoniak-Chlorwaſſerſtoff zu thun und dieſes wird deßhalb durch $NH_4 + Cl$ oder NH_4Cl bezeichnet, was $= NH_3 + HCl$ iſt. Stellt man die verſchiedenen Ammoniakverbindungen unter einander und benennt und bezeichnet das zuſammengeſetzte Radical mit Ammonium und Am (oder NH_4), ſo erhält man folgende Reihe derſelben:

$NH_3 + HO$ oder AmO $(= NH_4, O) =$ Baſis der Ammoniakſalze oder Ammoniumoxyd,

$NH_3 + HCl$ oder $AmCl$ $(= NH_4, Cl) =$ Chlorammonium,

$NH_3 + HBr$ oder $AmBr$ $(= NH_4, Br) =$ Bromammonium,

$NH_3 + HI$ oder AmI $(= NH_4, I) =$ Jodammonium,

$NH_3 + HF$ oder AmF $(= NH_4, F) =$ Fluorammonium,

$NH_3 + HS$ oder AmS $(= NH_4, S) =$ Schwefelammonium,

$NH_3 + HSe$ oder $AmSe$ $(= NH_4, Se) =$ Selenammonium und

$NH_3 + HTe$ oder $AmTe$ $(= NH_4, Te) =$ Tellurammonium.

Das Ammonium ſelbſt iſt gleich mehreren anderen zuſammengeſetzten Radicalen für ſich und als Oxyd nicht darſtellbar, zeigt jedoch, wie in ſeinen Verbindungen mit Sauerſtoff und Säuren, Chlor u. ſ. w., darin viel Aehnliches mit den Metallen, daß es ſich, obgleich nur mit einem derſelben, mit dem Queckſilber, verbinden läßt, ohne deſſen metalliſche Eigenſchaft zu verändern. Dieſe Verbindung erfolgt, wenn ein Ammoniakſauerſtoffſalz oder ein Ammoniumhaloidſalz mit Natriumamalgam und Waſſer in Berührung gebracht wird, wobei ſich der Sauerſtoff des Ammoniumoxydes und die damit

verbundene Säure oder der acide Beſtandtheil des Ammoniumhaloidſalzes mit dem Natrium zu einem Natronſalz oder Natriumhaloidſalz verbindet, das Ammonium aber an das Queckſilber tritt und dieſes unter ſtarkem Aufſchwellen (bis zum 20ſachen Volumen des angewandten Queckſilbers) in eine butterweiche, durch ein Gemiſch von ſtarrer Kohlenſäure und Aether abgekühlt ſpröde werdende, die Farbe des Queckſilbers beſitzende, auf Waſſer ſchwimmende Maſſe verwandelt. Dieſe Verbindung, das ſogenannte Ammoniumamalgam, läßt ſich ſich auch bei der Zerſetzung der Ammoniumverbindungen durch den electriſchen Strom in Berührung mit Queckſilber bilden und iſt dann baumförmig kryſtalliniſch, hält ſich aber nicht lange, indem es ſich ſelbſt überlaſſen bald in Queckſilber und in ein Gemenge von 2 Maaß Ammoniakgas und 1 Maaß Waſſerſtoffgas zerfällt, was wiederum anzeigt, daß das mit dem Queckſilber verbundene Ammonium die oben angegebene Zuſammenſetzung hat, denn in 2 Maaß Ammoniakgas ſind 1 Maaß Stickſtoffgas und 3 Maaß Waſſerſtoffgas verdichtet, welche mit 1 Maaß freigewordenem Waſſerſtoffgas die Zuſammenſetzung des Ammoniums geben, da 1 Maaß Stickſtoffgas ein Aequivalent für 14 Gewichtstheile oder 1 Miſchungsgewicht Stickſtoff und 4 Maaß Waſſerſtoffgas für 4 Gewichtstheile oder 4 Miſchungsgewichte Waſſerſtoff ſind.

Die Ammoniumoxydſalze, gewöhnlich Ammoniakſalze benannt (was jedoch nicht richtig iſt, da das waſſerfreie Ammoniak auch mit mehreren waſſerfreien Sauerſtoffſäuren Verbindungen eingeht, die aber nicht den generellen Charakter der Sauerſtoffſalze beſitzen), ſind meiſt kryſtalliſirbar und in Waſſer löslich, haben einen ſtechend ſalzigen, etwas urinöſen Geſchmack, aber meiſt keinen Geruch und zeichnen ſich dadurch aus, daß ſie bei der Berührung mit wäßrigen feuerbeſtändigen Alkalien eine ſtechend riechende und feuchtes Curcumäpapier braun färbende, in der Nähe von flüchtigen Säuren weiße Nebel bildende Luftart (Ammoniakgas) ausgeben und in der wäßrigen Löſung mit Platinchlorid einen gelben Niederſchlag veranlaſſen, welcher getrocknet und geglüht Chlor und Chlorammonium entläßt und reines Platin hinterläßt. In der Hitze ſind dieſe Salze entweder unzerſetzt flüchtig, oder ſie zerfallen in Ammoniak, Waſſer und Säure oder (nur eins, das ſalpeterſaure Ammonium-

oxyd) in Waſſer und Stickſtoffoxydulgas. Sie bilden mit anderen Salzen derſelben Säure leicht Doppelſalze.[109])

Salpeterſaures Ammoniumoxyd oder Ammoniak ($AmO\,[NH_4O], NO_5$),

auch Ammoniakſalpeter benannt, kryſtalliſirt in farbloſen, durchſichtigen, ſeidenglänzenden, leicht feucht werdenden, vier- und ſechsſeitigen Säulen, löſt ſich leicht in Waſſer, zerfällt beim Erhitzen auf 250° in Waſſer und Stickſtoffoxydulgas ($NH_4O, NO_5 = 4HO + 2NO$) und explodirt auf glühenden Kohlen, weßhalb er früher flammender Salpeter benannt wurde. Es wird zur Bereitung des Stickſtoffoxydulgaſes (Luſtgas, verwendet, muß aber zu dieſem Zweck ganz rein ſein und darf nur vorſichtig auf 250° erhitzt werden. Auch benutzt man es bei der Beſtimmung der Aſche ſchwer einzuäſchernder Brennmaterialien, da es deren Verbrennung wie die übrigen ſalpeterſauren Salze befördert, aber nicht ſelbſt Aſche hinterläßt.

Kohlenſaures Ammoniumoxyd

oder Ammoniak iſt im neutralen Zuſtande (als AmO oder NH_4O, CO_2) unbekannt, da die beim Vermiſchen von gleichen Miſchungsgewichten oder 2 Maaß Ammoniakgas und 1 Maaß Kohlenſäuregas entſtehende Ammoniakverbindung, welche weiß und kryſtalliniſch iſt, bei der Berührung mit Waſſer in Ammoniak und anderthalbkohlenſaures Ammoniumoxyd zerfällt ($3NH_3, CO_2 + 2HO = (2NH_4O + 3CO_2) + NH_3$). Dieſes Salz iſt es, welches ſich bei der Fäulniß oder bei der trockenen Deſtillation bildet, den Producten dieſer Proceſſe den durchdringenden, ſtechenden Geruch ertheilt und ſich vorzugsweiſe in der Miſtjauche vorfindet. In dieſer bildet es ſich aus einem in dem Harne der Thiere enthaltenen Stoff (welcher Harnſtoff genannt wird und eine Verbindung von 1 Miſchungsgewicht Kohlenſtoff, 1 Miſchungsgewicht Stickſtoff, 2 Miſchungsgewichten Waſſerſtoff und 1 Miſchungsgewicht Sauerſtoff iſt) durch die gleichzeitige Einwirkung von in Zerſetzung begriffenem Eiweißſtoff, Käſeſtoff oder eines andern ähnlichen im Harn enthaltenen Körpers. Der Harnſtoff nimmt in dieſem Proceß nichts weiter als Waſſer auf; ſetzt man die Zuſammenſetzung des Harnſtoffes $= CNH_2O$ und

die des Waſſers $= HO$

ſo erhält man $= CNH_3O_2$ oder NH_3, CO_2;

dieſe Verbindung aber, wenn ſie wirklich das primäre Product der Fäulniß ſein ſollte, zerfällt, wie oben bereits angeführt, in freies Ammoniak und anderthalb kohlenſaures Ammoniumoxyd, welches ſich in dem Waſſer des Harns löſt; zugleich bildet ſich bei der Fäulniß des Harns eine humusartige Materie, welche von dem freien Ammoniak gelöſt wird, der Miſtjauche die bräunliche Farbe ertheilt und durch den Einfluß des atmoſphäriſchen Sauerſtoffes leicht oxydirt, d. h. in Kohlenſäure und Waſſer verwandelt wird und dadurch ſo wohl, als auch wegen des Ammoniakgehaltes ſo vortheilhaft auf die Vegetation wirkt. Das reine anderthalb kohlenſaure Ammoniumoxyd kryſtalliſirt in Rhombenoctaëdern und giebt bei der Sublimation eine aus unregelmäßigen Kryſtallen zuſammengeſetzte weiße Salzkruſte, riecht nach Ammoniak, ſchmeckt und reagirt alkaliſch, löſt ſich leicht in Waſſer und entläßt an der Luft nach und nach Ammoniak, dabei in doppelt kohlenſaures Ammoniumoxyd (AmO oder $NH_4O, 2CO_2$) übergehend; dieſes iſt geruchlos und weniger in Waſſer löslich und giebt bei der Sublimation Kohlenſäure und das anderthalb kohlenſaure Salz. Im reinen Zuſtande wird das anderthalb kohlenſaure Ammoniumoxyd zur Bereitung verſchiedener Ammoniakpräparate, zur Entfernung von Säureflecken aus Kleidungsſtücken und dergl., zum Fällen verſchiedener Metalloxyde, in der Medicin und in der Kuchenbäckerei zum Auflockern des Teiges, ohne demſelben fremde Subſtanzen zuzuführen (da das Salz beim Backen ſich vollſtändig verflüchtigt und dadurch das Gebäck ſehr blaſig macht) benutzt. Das unreine in Waſſer gelöſte und mit verſchiedenen unorganiſchen und organiſchen Körpern verbundene Salz wird, wie z. B. gefaulter Harn, bei der Wollwäſche oder als Miſtjauche zur Düngung, die bei der trocknen Deſtillation ſtickſtoffhaltiger Körper aber erhaltene wäßrige Flüſſigkeit (ſogenannter Hirſchhorngeiſt) zur Darſtellung der übrigen Ammoniakverbindungen benutzt und auf reines kohlenſaures Ammoniumoxyd bearbeitet.

Schwefelſaures Ammoniumoxyd oder Ammoniak (AmO oder NH_4O, SO_3)

findet ſich natürlich als Mascognin in dem Waſſer der Lagunen von Siena und am Aetna und kryſtalliſirt in farbloſen, durchſichtigen, ſechsſeitigen Säulen, iſt luftbeſtändig, verkniſtert beim Erwärmen, wird bei höherer Temperatur unter Freiwerden von Stickſtoffgas und Bildung von ſchweſeligſaurem Am-

moniak zerſetzt, hat einen ſcharfen, bittern Geſchmack, löſt ſich leicht in Waſſer und entläßt an warmer Luft 12,15 Procent oder 1 Miſchungsgewicht Kryſtallwaſſer. Man benutzt es zur Darſtellung des reinen und kohlenſauren Ammoniumoxydes, des Chlorammoniums und des ſogenannten Ammoniak-Alauns oder des

ſchwefelſauren Alaunerde-Ammoniak ($NH_4O, SO_3 + Al_2O_3, 3SO_3 + 24HO$),

welches in regelmäßigen Octaëdern kryſtalliſirt, wie das Kali-Alaun nur oberflächlich verwittert, ſchmeckt, reagirt und in Waſſer löslich iſt und mitunter ſtatt deſſelben im Handel vorkommt, was aber leicht dadurch erkannt werden kann, daß es in Berührung mit Kalk Ammoniak entwickelt.

Phosphorſaures Ammoniumoxyd oder Ammoniak (AmO oder NH_4O, PO_5)

kryſtalliſirt mit 2 Miſchungsgewichten Waſſer, löſt ſich leicht in Waſſer, verliert beim Erhitzen das Waſſer und hinterläßt beim ſtärkeren Glühen Phosphorſäurehydrat. Das Einfach-phosphorſaure Ammoniumoxyd (2AmO oder $2NH_4O + PO_5$) findet ſich meiſt in Verbindung mit phosphorſaurem Natron oder phosphorſaurer Magneſia im Thier- und Pflanzenreich, iſt ſchwierig und mit 2 Miſchungsgewichten Waſſer kryſtalliſirbar, reagirt alkaliſch, löſt ſich im Waſſer und verhält ſich im Feuer wie das vorige Salz. Mit noch mehr Ammoniak bildet die Phosphorſäure ein im Waſſer ſchwer lösliches Salz. Man benutzt das phosphorſaure Ammoniak als Reagens und, wie es durch Zerſetzung der ſalzſauren Auflöſung der Knochenaſche mit rohem kohlenſaurem Ammoniak gewonnen wird, als Schutzmittel gegen die flammende Verbrennung leicht feuerfangender Stoffe, wie der Theatercouliſſen u. ſ. w., zu welchem Zweck es ſich weit mehr eignet, als das kieſelſaure Kali oder der Alaun.

Phosphorſaures Natron-Ammoniumoxyd

(AmO, NaO, PO_5)

findet ſich in bedeutender Menge im Urin, wird deßhalb auch Harnſalz genannt und kryſtalliſirt mit 8 Miſchungsgewichten Waſſer in großen, durchſichtigen, waſſerhellen Säulen, entläßt an der Luft etwas Waſſer und Ammoniak, löſt ſich leicht im Waſſer, ſchmilzt bei gelinder Hitze unter Aufbrauſen und hinterläßt eine helle Perle von doppelt-phosphorſaurem Natron. Es wurde

früher zur Bereitung des Phosphors benutzt und heißt deßhalb auch Phosphorſalz und dient jetzt wie der Borax bei Löthrohrverſuchen; auch iſt es als Surrogat deſſelben für techniſche Zwecke und Schutzmittel gegen die flammende Verbrennung vorgeſchlagen worden.

Phosphorſaures Magneſia-Ammoniumoxyd

($AmO, 2MgO, PO_5$)

findet ſich in einigen thieriſchen Concretionen und fällt aus faulendem Harn nieder, kryſtalliſirt mit 12 Miſchungsgewichten Waſſer in durchſcheinenden, unregelmäßig zugeſpitzten, vierſeitigen Säulen oder ſtellt ein weißes, ſandiges Kryſtallpulver dar, iſt geſchmacklos und löſt ſich wenig in reinem Waſſer und verdünnten Salzlöſungen, aber gar nicht in Waſſer, welches irgend ein phosphorſaures Salz gelöſt enthält. Es dient zur Erkennung und Beſtimmung der Magneſia in anderen Verbindungen.

Die Ammoniumoxydſalze ſind zum Theil die Quellen des Stickſtoffes in den Pflanzen und deßhalb für die Vegetation und Ausbildung derſelben von beſonderem Einfluß. In den Boden gelangen ſie entweder, wie das kohlenſaure Salz, durch das größere oder geringere Abſorptionsvermögen deſſelben gegen Gasarten, oder wie das kohlenſaure und ſalpeterſaure Salz, welches letztere ſich beim Electriſiren der feuchten Luft, alſo auch bei Gewittern bildet, durch das niederfallende Regenwaſſer oder endlich durch den zugeführten ſtickſtoffhaltigen Dünger, wie das kohlenſaure, phosphorſaure, ſchwefelſaure und humusſaure oder auch organiſch ſaure Salz bei noch nicht vollſtändig ſtattgefundener Zerſetzung des Harns. Früherhin nahm man an, daß nur aus dem thieriſchen Dünger und deſſen Ammoniakſalzen der Stickſtoff der Pflanzen ſtamme, aber ſpäter machte man die Erfahrung, daß auf einer gewiſſen Bodenfläche in den darauf gezogenen Pflanzen mehr Stickſtoff geerntet werde, als man ihr durch den Dünger zugeführt hatte. Man nahm nun an, daß der Stickſtoff der atmoſphärtſchen Luft zugleich mit dem Ammoniak von den Pflanzen aſſimilirt werde, wogegen aber wiederum die Thatſache ſpricht, daß kein Element für ſich allein als Nahrungsmittel für die Pflanzen dient, ſondern daß es nur in der Verbindung mit irgend einem anderen Element und noch beſſer in der Verbindung zweier zuſammengeſetzter Körper, als ſalzartiger Körper für dieſen Zweck brauchbar wird; der Stickſtoff kann alſo nicht wohl

von dieſem Erfahrungsſatz eine Ausnahme machen. Bei genaueren Unterſuchungen der atmoſphäriſchen Luft mit größeren Quantitäten derſelben und namentlich bei der Unterſuchung des Regenwaſſers fand man aber, daß das Ammoniak immer einen Beſtandtheil der atmoſphäriſchen Luft ausmacht und daß dieſe auf je 1 Pfund niederfallendes Regenwaſſer $^1/_4$ Gran Ammoniak mit niederfallen läßt. Dieſe Quantität erſcheint zwar ſehr gering, iſt aber doch hinreichend, um die für die Pflanzen nöthige Menge von Stickſtoff herzugeben, da nach einer mittleren Durchſchnittsrechnung in den Monaten April, Mai, Juni und Juli, in welchen bekanntlich die Vegetation am raſcheſten ſich entwickelt und, wie bei den ſogenannten Sommerfrüchten, beendigt, gegen 7000 Centner Waſſer auf ein Tagwerk Fläche von 40,000 Quadratfuß durch den Regen niederfallen und die Quantität Waſſer über 21 Pfund Ammoniak mit herunter bringt, in welchen gegen 17 Pfund Stickſtoff enthalten ſind.

Nach durchſchnittlicher Rechnung wird in einer Reihe von Jahren auf gehörig beſtelltem Ackerboden in den Früchten, Stroh u. ſ. w. wenigſtens um $^1/_4$ mehr Stickſtoff geerntet, als ihm durch den Dünger zugeführt worden iſt, ſelbſt bei der Annahme, daß aller Stickſtoff des Düngers von den Pflanzen aufgenommen wird, was aber gar nicht der Fall iſt, da aus den Düngerhaufen, beſonders wenn der Dünger ſehr hitziger Beſchaffenheit iſt und aus dem auf den Feldern ausgebreiteten Miſt eine große Menge von Ammoniak und demnach auch Stickſtoff entweicht. Es kann alſo nur der Stickſtoffgehalt der Pflanzen aus der Zuführung von Ammoniak und deſſen Salzen aus der Luft abgeleitet werden und man hat alſo hier dieſelbe Erſcheinung, wie der Gehalt von Kohlenſtoff in den Pflanzen durch die atmoſphäriſche Kohlenſäure entſtanden iſt. Es iſt jedoch gar nicht die Thatſache zu leugnen, daß ammoniakaliſcher Dünger von ungemein günſtigem Einfluß auf die Fruchtbarkeit des Ackerbodens iſt und die Vegetation ſehr beſchleunigt, was dadurch bedingt iſt, daß eine Quantität Ammoniakſalz durch den Dünger unmittelbar den Pflanzen nahe gebracht in Gemeinſchaft mit dem atmoſphäriſchen Ammoniak nützt und deßhalb die Pflanzen in einer weit kürzeren Zeit die zu ihrer Ausbildung nothwendige Menge von Stickſtoff aufnehmen können, als es in einen ungedüngten Ackerboden ſtattfindet.

Da durch die Zuführung von Ammoniakſalzen mittels des Düngers die Pflanzenausbildung und Reife in einer weit kürzeren Zeit beendigt und

deßhalb ein Stück Ackerland häufiger zur Cultur benutzt werden kann, ſo muß der Landwirth alle Ammoniakquellen möglichſt für den Ackerbau zu benutzen ſuchen. Die hauptſächlichſte Quelle von Ammoniak findet ſich in der Fäulniß ſtickſtoffhaltiger organiſcher Körper, alſo in thieriſchen Abfällen und Excrementen; bei der Fäulniß entſteht vorzugsweiſe Ammoniak und Kohlenſäure, aber auch Schwefelwaſſerſtoff, welcher ſich mit einem Theile Ammoniak zu Schwefelammonium verbindet. Wie bereits oben angegeben, kann kein neutrales kohlenſaures Ammoniumoxyd beſtehen, ſondern es zerfällt die Verbindung von Ammoniak und Kohlenſäure bei der Berührung mit Waſſer in freies Ammoniak und anderthalb kohlenſaures Ammoniumoxyd, welches an der Luft auch noch einen Theil ſeines Ammoniaks verliert. Dieſelbe Erſcheinung findet bei der Fäulniß thieriſcher Stoffe ſtatt; es bilden ſich Kohlenſäure und Ammoniak in dem Verhältniß, daß ſie ein neutrales kohlenſaures Ammoniumoxyd bilden würden, wenn dieſes beſtehen könnte; durch die Feuchtigkeit des Düngers wird einerſeits anderthalb-kohlenſaures Ammoniak gebildet, andererſeits Ammoniak in Freiheit geſetzt, und welches in Gemeinſchaft mit einem Theile Ammoniak aus dem gebildeten Salz nach und nach in die Luft entweicht, ſo daß im Ganzen die Hälfte des Ammoniaks ſchon während der Düngerbildung und endlich bei heißer Witterung ſämmtlichen Ammoniak ſo wohl als ſaures kohlenſaures Ammoniumoxyd, als auch als Schwefelammonium beim Ausbreiten und Trockenwerden des Düngers auf den Feldern verloren geht. Man hat aber die Erfahrung gemacht, daß weniger flüchtige Ammoniakſalze in gehörigen Verhältniſſen ebenſo günſtig auf die ſchnellere Ausbildung der Pflanzen wirken, als kohlenſaures Ammoniak und Schwefelammonium, und hat deßhalb, da der Fortgang der Fäulniß und die weitere Ammoniakbildung nicht dadurch geſtört wird, den Dünger mit Subſtanzen vermiſcht, welche das kohlenſaure Ammoniak und Schwefelammonium entweder auf dem Wege der einfachen oder der doppelten Wahlverwandſchaft zerſetzen und das Ammoniak zu einer weniger flüchtigen Salzverbindung binden. Solche Subſtanzen ſind entweder Säuren, wozu man die billigſten, Schwefelſäure oder Salzſäure, anwendet, welche die Kohlenſäure oder den Schwefel des Schwefelammoniums als Schwefelwaſſerſtoff austreiben, oder Salze, deren Baſis eine größere Affinität zu der Kohlenſäure haben, als das Ammoniumoxyd, wie z. B. der ſchwefelſaure Kalk oder die ſalzſaure Magneſia

(der vorwaltende Beſtandtheil der Mutterlauge der Salinen), welche ſich durch das kohlenſaure Ammoniak bei gewöhnlicher Temperatur in kohlenſauren Kalk oder kohlenſaure Magneſia und ſchwefelſaures Ammoniumoxyd oder Chlorammonium verwandeln. Der der Fäulniß unterworfene Körper wird mit den genannten, ſehr mit Waſſer verdünnten Säuren oder Mutterlauge der Salinen begoſſen oder mit Gyps beſtreut und das Ammoniak in dem Dünger fixirt, ſo daß es ganz ohne Verluſt mit den übrigen Beſtandtheilen des Düngers und den in dieſen praexiſtirenden Ammoniakſalzen (z. B. phosphorſaurem Ammoniumoxyd) auf das Feld gebracht werden kann, wo es von den Pflanzen unter Mithülfe des Waſſers aufgeſogen und aſſimilirt wird. Man kann auch das in Viehſtällen, Abtritten und dergl. freiwerdende und in die Luft übergeführte Ammoniak fixiren und dem Ackerboden zuführen, wenn man an verſchiedenen Orten des Stalles flache Gefäße mit Schwefelſäure oder Salzſäure aufſtellt, welche alles Ammoniak aus der umgebenden Luft aufnehmen und endlich zu einer Salzmaſſe erſtarren, welche unter dem Dünger geworfen oder auf das Feld verſtreut oder in die Miſtjauche geworfen wird.

Die Aſſimilation des Ammoniaks findet in beſonderen Organen der Pflanzen, aber nicht in den Saftgängen ſtatt, da der in ihnen befindliche Saft, er mag auf- oder abſteigen, bei der Berührung mit Kalk Ammoniak entwickelt, alſo auch Ammoniakſalze enthält. Wie aber aus dem Ammoniak der Stickſtoff in beſondern Organen während des Vegetationsproceſſes aſſimilirt wird, iſt noch gänzlich unbekannt.

Wird Ammoniakgas mit Salzſäuregas in Berührung gebracht, ſo bildet ſich ein weißer, dichter Nebel, welcher nach oben angeführter Anſicht über die Zuſammenſetzung der Ammoniakverbindungen

Chlorammonium

iſt. Es verbinden ſich hierbei gleiche Raumtheile Ammoniakgas und Salzſäuregas oder 17 Gewichtstheile des erſteren mit 36,4 Gewichtstheilen des letzteren und die entſtandene Verbindung wäre durch $NH_3 + HCl$, iſt aber nach der Ammoniumtheorie durch $NH_4 + Cl$ oder AmCl zu bezeichnen. Das Chlor-

ammonium, bekannter unter dem Namen Salmiak, findet ſich in allen vulkaniſchen Ländern, auf Laven als Rinde oder Beſchlag, in Spalten und Höhlungen vulkaniſcher Gebilde theils kryſtalliſirt, theils kugelig, tropfſteinartig oder mehlig, auch in ſehr geringer Menge im Meerwaſſer und in einigen Mineralwäſſern und wird mittelbar gewonnen entweder aus dem durch Verbrennen des Kameelmiſtes erhaltenen Ruß (Aegyptiſche Salmiakbereitung) oder aus dem durch Verbrennen eines Gemenges von Steinkohle, Kochſalz und thieriſchen Theilen mit Thon erhaltenen Ruß (Lüttich'ſche Salmiakbereitung) oder und am meiſten aus dem unreinen, bei der Fäulniß (gefaulter Harn) oder trockner Deſtillation ſtickſtoffhaltiger Körper ſich bildenden kohlenſauren Ammoniak durch Zerſetzung mit Salzſäure, Chlorcalcium, ſalzſaurer Magneſia oder Alaunerde oder endlich aus ſchwefelſaurem Ammoniak durch Sublimation mit Kochſalz.[110])

Der Salmiak kryſtalliſirt in Octaëdern, gewöhnlich aber in ſehr langen, federbartartig aneinander gereihten Nadeln (Salmiakblumen), welche oft in feuchtem Zuſtande zuſammengepreßt werden und dann die Salmiakhüte geben, iſt farblos, luftbeſtändig und ſublimirt ſich beim Erhitzen unzerſetzt, wobei ſich bei der Fabrikation im Großen in flachen Sublimirgefäßen verſchieden große und ſchwere, runde, in der Mitte gewöhnlich mit einem Loche verſehene, nach dem Rande hin verjüngte, weiße, fettglänzende, klingende, vielfach geborſtene und auf dem Bruche grobſplittrige Maſſen, die ſogenannten Salmiakbrode bilden. Der Salmiak löſt ſich unter ſtarker Temperaturerniedrigung leicht in Waſſer, aber ſehr wenig in Weingeiſt.

Man benutzt den Salmiak techniſch zum Löthen und Verzinnen von Eiſen-, Kupfer- und Meſſinggeräth, zur Bereitung von Eiſenkitt, in der Färberei und Kattundruckerei, zur Fabrikation des Ammoniakwaſſers und kohlenſauren Ammoniaks, zu kaltmachenden Miſchungen, in der Medicin beſonders als innerliches Heilmittel und mit Kalk vermiſcht als belebendes Riechmittel (indem er ſelbſt im trocknen Zuſtande durch den Kalk nach und nach zerſetzt wird und Ammoniakgas aushaucht), als Reagens auf Platin u. ſ. w. Auch für die Landwirthſchaft iſt der Salmiak nicht ohne Intereſſe, da er gleich den Ammoniumoxydſalzen in kleinen Quantitäten auf die Vegetation ſehr vortheilhaft wirkt und, wie oben angeführt, durch die Umwandlung des kohlenſauren Ammoniaks

in Salmiak durch Salzſäure oder Mutterlauge von Salinen einen großen Verluſt von Ammoniak in dem Dünger vorgebeugt wird.

Das Chlorammonium verbindet ſich mit mehreren Chloriden der electronegativen Metalle, wie mit Zinnchlorür, welches ſich dadurch weniger leicht durch den Einfluß der Luft zerſetzt, mit Zinnchlorid, Queckſilberchlorid, Kupferchlorid, Eiſenchlorid u. ſ. w. zu kryſtalliſirbaren, in Waſſer löslichen Doppelſalzen. Die wichtigſte Verbindung dieſer Art iſt aber das Chlorplatinammonium oder der Platinſalmiak ($NH_4Cl, PtCl_2$), welches ſich bildet, wenn Platinchlorid mit Chlorammonium oder einem Ammoniakſalz vermiſcht wird und ein ſchön citronengelbes, ſehr wenig in Waſſer, gar nicht in Weingeiſt lösliches Pulver darſtellt, welches beim Erhitzen in Stickſtoffgas, Salzſäure, Salmiak und reines Platin zerfällt. Die Entſtehung dieſes Doppelſalzes durch Chlorammonium giebt einerſeits die Gegenwart von Platinchlorid, durch Platinchlorid anderſeits die Gegenwart von Ammoniakſalzen zu erkennen und Platin ſo wohl, als auch Ammoniak können quantitativ ſehr genau nach der Menge des entſtandenen Platinſalmiaks beſtimmt werden. Von ganz insbeſonderer Wichtigkeit iſt aber auch der Platinſalmiak für die Ausſcheidung des Platins im Großen aus ſeiner mit anderen Metallen vermiſchten Löſung und für die Gewinnung des metalliſchen Platins.

Brom-, Jod- und Fluorammonium ſind dem Chlorammonium ſehr ähnliche Verbindungen, welche ebenfalls mit anderen Bromiden, Jodiden oder Fluoriden Doppelſalze bilden.

Das Ammoniakgas verbindet ſich mit ſeinem gleichen Raumtheil Schwefelwaſſerſtoffgas zu einer kryſtalliniſchen Maſſe, Schwefelammonium (AmS oder NH_4S), welches ſich bei der Fäulniß animaliſcher Subſtanzen in Cloaken und Abtritten erzeugt und im flüſſigen Zuſtande erhalten wird, wenn in Ammoniakwaſſer Schwefelwaſſerſtoffgas geleitet wird, bis jenes nicht mehr auf ſchwefelſaure Magneſia fällend wirkt; die trockne Verbindung zerſetzt ſich leicht in Berührung mit atmoſphäriſchem Sauerſtoff, und auch im flüſſigen Zuſtand wird nach und nach unter Waſſerbildung Schwefel abgeſchieden. Die wäßrige Löſung dieſer Verbindung dient als Reagens auf Metalle, und zwar vorzüglich

dann, wenn dieſe aus ihren Löſungen nicht durch Schwefelwaſſerſtoff gefällt werden. Das Schwefelammonium verbindet ſich mit verſchiedenen anderen Schwefelmetallen, namentlich mit den Sulphiden der electronegativen Metalle zu löslichen Schwefelſalzen, wodurch es in der analytiſchen Chemie eine ſehr wichtige Rolle ſpielt. Auch vereinigt es ſich mit Schwefelwaſſerſtoff.

Selenammonium und Tellurammonium entſtehen durch Berührung von Ammoniak mit Selen- oder Tellurwaſſerſtoff und verhalten ſich dem Schwefelammonium ähnlich.

Verbindungen des Ammoniums mit Bor und Kieſel, Phosphor, Arſen und Antimon, ſo wie auch mit den Metallen, dem Queckſilber ausgenommen, ſind unbekannt.

Druckfehler.

Seite 173 11. Zeile von unten: ſtatt 9. Wismuth lies 7. Wismuth.
„ 212 3. „ „ „ „ rothbrüchiges „ robbrüchiges.
„ 245 10. „ „ oben: ſtatt Al_2Cl_6 lies Al_2Cl_3.
„ 284 6. „ „ unten: ſtatt doppel-kohlenſaures lies doppelt-kohlenſaures.

Digitized by Google